

Казанский государственный университет

**Руководство для самостоятельной
работы слушателей подготовительного
отделения по общей химии**

Казань - 2004

Составители:
Бычкова Т.И., Савельев В.П., Фицева Р.Г.

Редактор
проф.Н.А.Улахович

Руководство составлено в соответствии с программой по общей и неорганической химии для подготовительного отделения. Оно содержит вопросы, упражнения и задачи для самостоятельной работы слушателей.

I.

1. Основные понятия и законы химии.

1.1. Вопросы.

- 1.1.1. Что изучает химия? Каковы ее задачи?
- 1.1.2. Что называется веществом?
- 1.1.3. Какие свойства вещества относятся к физическим, а какие к химическим?
- 1.1.4. Какие явления называются физическими? Приведите примеры.
- 1.1.5. Какие явления называются химическими? Приведите примеры.
- 1.1.6. К каким явлениям (физическим или химическим) можно отнести накопление железной проволоки на воздухе, выделение кристаллов хлорида натрия из его водного раствора?
- 1.1.7. Что называется смесями, а что химическими соединениями?
- 1.1.8. Какие способы разделения смесей вам известны?
- 1.1.9. К смесям или веществам следует отнести мел, гранит, раствор сульфата меди, ржавчину?
- 1.1.10. Какие вещества называются простыми, а какие сложными? Приведите примеры.
- 1.1.11. Перечислите основные положения атомно-молекулярного учения.
- 1.1.12. Объясните на основе атомно-молекулярного учения а) реакцию разложения нитрата меди; б) растворения сахара в воде.
- 1.1.13. Что называется атомом, молекулой, элементом?
- 1.1.14. В каких случаях частицу вещества можно назвать и атомом и молекулой?
- 1.1.15. Какие утверждения справедливы для понятия атом:
а) носитель химических свойств элемента; б) разрушается в химических реакциях; в) химически неделим; г) электронейтрален?
- 1.1.16. Что называется атомной и молекулярной массой?
- 1.1.17. В каких единицах выражается масса атома (молекулы) и атомная (молекулярная) масса?
- 1.1.18. Что такое моль?
- 1.1.19. Что называется аллотропией и чем она обусловлена?
- 1.1.20. Приведите примеры известных вам элементов имеющих аллотропные модификации.
- 1.1.21. Что обозначают химический символ, химическая формула?
- 1.1.22. Чем отличается простейшая формула вещества от истинной (молекулярной)?

- 1.1.23. Приведите характерные признаки металлов и неметаллов, которые могут быть использованы при определении этих понятий.
- 1.1.24. Что означает число Авогадро и чему оно равно?
- 1.1.25. Сформулируйте закон Авогадро и следствия из него.
- 1.1.26. Какие условия принимаются за нормальные?
- 1.1.27. Какой объем занимает моль любого газообразного вещества при нормальных условиях? Как называется этот объем?
- 1.1.28. Что называется абсолютной, а что относительной плотностью? Какими соотношениями они связаны с молекулярной массой?
- 1.1.29. Как на основании закона Авогадро можно вычислить молекулярную массу газообразного вещества?
- 1.1.30. Напишите формулу объединенного газового закона (Бойля-Мариотта и Гей-Люссака), уравнение Менделеева-Клапейрона?
- 1.1.31. Каков физический смысл универсальной газовой постоянной?
- 1.1.32. Сформулируйте закон сохранения массы. Кем он открыт? Его значение для химии.
- 1.1.33. Сформулируйте закон постоянства состава. Кем он открыт?
- 1.1.34. Поясните оба закона с точки зрения атомно-молекулярного учения.
- 1.1.35. Соблюдается ли закон сохранения массы в ядерных процессах? Проявлением какого общего закона является закон сохранения массы?
- 1.1.36. Какие соединения называются дальтонидами, а какие бертоллидами?
- 1.1.37. Что выражает собой химическое уравнение?
- 1.1.38. По каким внешним признакам можно судить о протекании химической реакции?
- 1.1.39. Приведите примеры различных типов химических реакций.

1.2. Примеры решения типовых задач.

- 1.2.1. Какое количество вещества серы содержится в образце серы массой 8 г?

Решение. Молярная масса серы составляет: $M(S) = 32 \text{ г/моль}$.

Определяем количество вещества серы в образце:

$$n(S) = \frac{8\text{г}}{32\text{г / моль}} = 0,25 \text{ моль}$$

- 1.2.2. Определите массу сульфата меди количеством вещества 0,5 моль.
Решение. Молярная масса сульфата меди составляет: $M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$

$$\text{Определяем массу CuSO}_4 : m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4);$$

$$m(\text{CuSO}_4) = 0,5 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 80 \text{ г.}$$

- 1.2.3. Определите количество вещества атомного азота, содержащегося в нитриде кальция массой 29,6 г.

Решение. Молярная масса нитрида кальция составляет: $M(\text{Ca}_3\text{N}_2) = 148 \text{ г/моль}$. Определяем количество вещества Ca_3N_2 :

$$n(\text{Ca}_3\text{N}_2) = \frac{29,6 \text{ г.}}{148 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

Количество вещества атомарного азота, исходя из простейшей формулы нитрида кальция, равно: $n(\text{N}) = 2 \cdot n(\text{Ca}_3\text{N}_2) = 2 \cdot 0,2 \text{ моль} = 0,4 \text{ моль}$.

- 1.2.4. Определите число молекул в 5 г водорода.

Решение. $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$. Так как 1 моль вещества при н.у. содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро) молекул, следовательно:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ г (H}_2\text{)} - 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} \\ 5 \text{ г (H}_2\text{)} - x \text{ молекул} \end{array}$$

$$x = \frac{5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{2} = 15,05 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

- 1.2.5. Определите массовую долю каждого элемента, входящего в состав фосфата кальция. Ответ выразите в процентах.

Решение. Формула фосфата кальция – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. $M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310 \text{ г/моль}$. Пусть масса фосфата кальция равна 310 г, тогда

$$\begin{array}{l} 310 \text{ г Ca}_3(\text{PO}_4)_2 - 100\% \\ 3 \cdot 40 \text{ г Ca} \quad \quad \quad - \omega(\text{Ca}) \end{array}$$

$$\omega(\text{Ca}) = \frac{3 \cdot 40 \cdot 100}{310} = 38,7\%$$

$$\begin{array}{l} 310 \text{ г Ca}_3(\text{PO}_4)_2 - 100\% \\ 2 \cdot 31 \text{ г P} \quad \quad \quad - \omega(\text{P}) \end{array}$$

$$\omega(P) = \frac{2 \cdot 31 \cdot 100}{310} = 20\%;$$

$$\begin{array}{ll} 310 \text{ г } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 & - 100\% \\ 8 \cdot 16 \text{ г } \text{O} & - \omega(\text{O}) \end{array}$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{8 \cdot 16 \cdot 100}{310} = 41,3\%$$

- 1.2.6. При нормальных условиях 18 л газовой смеси, состоящей из аммиака и этана имеют массу 24 г. Сколько литров каждого из газов содержит смесь?

Решение. Пусть $V(\text{NH}_3) = x$ л, $V(\text{C}_2\text{H}_6) = y$ л. Массы газов равны:

$$m(\text{NH}_3) = \frac{x}{22,4} \times 17 = 0,759x(\text{г}).$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_6) = \frac{y}{22,4} \times 30 = 1,339y(\text{г}).$$

$$\begin{cases} x + y = 18 \text{ (объем смеси)} \\ 0,759x + 1,339y = 24 \text{ (масса смеси)} \end{cases}$$

Решаем систему, находим: $x = 0,18$ л; $y = 17,82$ л.

- 1.2.7. Каких атомов – азота или меди – больше в земной коре и во сколько раз? Массовые доли азота и меди в земной коре примерно равны между собой и составляют 0,01%.

Решение. Пусть масса земной коры M г, тогда $m(\text{N}) = 0,01 \cdot M$, $m(\text{Cu}) = 0,01 \cdot M$. Количество атомов пропорционально количеству моль:

$$n(\text{Cu}) = \frac{0,01 \cdot M}{64} = 1,56 \cdot 10^{-4} \text{ М моль}$$

$$n(\text{N}) = \frac{0,01 \cdot M}{14} = 7,14 \cdot 10^{-4} \text{ М моль}$$

$$\frac{n(\text{N})}{n(\text{Cu})} = 4,58$$

- 1.2.8. Вычислите: 1) относительную плотность оксида углерода (IV) по воздуху; 2) массу 1 литра (н.у.) оксида углерода (IV); 3) объем (н.у.) 1 г оксида углерода (IV).

Решение. 1) По формуле: $D_{\text{возд.}} = \frac{M_{(\text{CO}_2)}}{M_{(\text{возд})}}$ находим

относительную плотность, зная, что $M_{(\text{CO}_2)} = 44 \text{ г/моль}$, $M_{(\text{возд.})} =$

$$29 \text{ г/моль. } D_{\text{возд.}} = \frac{44}{29} = 1,52$$

$$2) \quad \begin{array}{ll} 44 \text{ г CO}_2 & - 22,4 \text{ л.} \\ x \text{ г} & - 1 \text{ л} \end{array}$$

$$x = \frac{44}{22,4} = 1,96 \text{ г.}$$

$$3) \quad \begin{array}{ll} 44 \text{ г CO}_2 & - 22,4 \text{ л} \\ 1 \text{ г} & - x \text{ л} \end{array}$$

$x = 0,51 \text{ л.}$

- 1.2.9. Найдите простейшие формулы веществ, содержащих: 1) 40% серы и 60% кислорода; 2) 50% серы и 50% кислорода.

Решение. 1) Пусть образец вещества имеет массу 100 г. Обозначим число атомов серы через x , а кислорода – через y . Тогда простейшая формула примет вид: S_xO_y . Рассчитываем массы элементов, содержащихся в 100 г соединения:

$$m(\text{S}) = \omega(\text{S}) \cdot m(\text{S}_x\text{O}_y) = 0,4 \cdot 100 = 40 \text{ г,}$$

$$m(O) = \omega(O) \cdot m(S_x O_y) = 0,6 \cdot 100 = 60 \text{ г.}$$

Находим число атомов элементов в простейшей формуле соединения как отношение количеств веществ элементов, содержащихся в 100 г соединения:

$$x : y = n(S) : n(O) = \frac{m(S)}{M(S)} : \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{40}{32} : \frac{60}{16} = 1,25 : 3,75 \text{ или } 1 : 3$$

Такое соотношение отвечает простейшей формуле SO_3 .

$$2) \quad m(S) = \omega(S) \cdot m(S_x O_y) = 0,5 \cdot 100 = 50 \text{ г,}$$

$$m(O) = \omega(O) \cdot m(S_x O_y) = 0,5 \cdot 100 = 50 \text{ г.}$$

Такое соотношение отвечает простейшей формуле SO_2 .

$$x : y = n(S) : n(O) = \frac{m(S)}{M(S)} : \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{50}{32} : \frac{50}{16} = 1,5625 : 3,125 \text{ или } 1 : 2$$

- 1.2.10. Вычислите среднюю плотность по воздуху ($D_{\text{возд}}$) газовой смеси, объемные доли газов в которой для метана (CH_4) и этилена (C_2H_4) равны 52 и 48%.

Решение. $M(CH_4) = 16 \text{ г/моль}$, $M(C_2H_4) = 28 \text{ г/моль}$.

Определяем среднюю молекулярную массу ($M_{\text{ср}}$) смеси:

$$M_{\text{ср}} = 0,48 \cdot 28 + 0,52 \cdot 16 = 21,76$$

Плотность по воздуху ($D_{\text{возд}}$) газовой смеси равна:

$$D_{\text{возд}} = \frac{M_{\text{ср. (газов. смеси)}}}{M_{(\text{возд.})}} = \frac{21,76}{29} = 0,75$$

- 1.2.11. При 17°C и давлении $1,04 \cdot 10^5 \text{ Па}$ масса $0,624 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газа равна $1,56 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Определите молярную массу газа.

Решение. Рассчитаем молярную массу газа, используя уравнение Менделеева – Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT$$

Если давление измерять в Па, объем в м^3 , массу в г, $R=8,3144 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$, тогда молярная масса газа равна:

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{1,56 \cdot 8,3144 \cdot (17 + 273)}{1,04 \cdot 10^5 \cdot 0,624 \cdot 10^{-3}} = 58 \text{ г / моль.}$$

- 1.2.12. Какой объем при н.у. займут $0,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газа, находящиеся при 50°C и давлении $0,954 \cdot 10^5 \text{ Па}$?

Решение. По уравнению, объединяющему законы Бойля – Мариотта и Гей – Люссака:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$$

Находим V_0 :

$$V_0 = \frac{PV T_0}{T P_0} = \frac{0,954 \cdot 10^5 \cdot 0,4 \cdot 10^{-3} \cdot 273}{323 \cdot 101,3 \cdot 10^3} \cdot \text{м}^3 = 0,32 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$$

1.3. Задачи для самостоятельной работы.

- 1.3.1. Определите количество вещества атомного бора, содержащегося в тетраборате натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ массой 40,4 г.
- 1.3.2. В каком количестве вещества оксида серы (IV) содержится такое же число атомов серы, что и в пирите FeS_2 массой 24 г?
- 1.3.3. Рассчитайте, каковы массы (в граммах) одной молекулы иода, двух атомов кальция, трех молекул серной кислоты.
- 1.3.4. Рассчитайте, каковы массы (в граммах) одного атома гелия, одной молекулы фтора, одной молекулы оксида углерода (IV), пяти атомов азота, $3,01 \cdot 10^{24}$ молекул кислорода.
- 1.3.5. Рассчитайте массу водорода, который образуется при взаимодействии $6,02 \cdot 10^{21}$ атомов цинка с хлороводородной кислотой.
- 1.3.6. Рассчитайте массу угольной кислоты, в которой содержится такое же количество молекул, сколько их содержится в 6,3 г азотной кислоты.
- 1.3.7. Одинаково ли количество молекул, содержащееся в а) 1г N_2 и 1 г CO_2 ; б) 1 моль N_2 и 1 моль CO_2 ; в) 1л N_2 и 1 л CO_2 ? Во всех случаях условия одинаковы.
- 1.3.8. Рассчитайте число атомов углерода, которое содержится в 56 л оксида углерода (IV) при н.у.

- 1.3.9. Для одного и того же количества вещества рассчитайте, во сколько раз число атомов кислорода в гидрокарбонате калия больше, чем в оксиде углерода (IV).
- 1.3.10. Рассчитайте а) атомную массу кислорода, зная что один атом кислорода весит $26 \cdot 10^{-24}$ г; б) молярную массу вещества, если масса одной молекулы его составляет $6,65 \cdot 10^{-24}$ г.
- 1.3.11. Рассчитайте массу кислорода в 0,8 г оксида серы (IV).
- 1.3.12. Рассчитайте массу воды в таком количестве медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), которое содержит 6,4 г меди.
- 1.3.13. В каком объеме фтора (н.у.) содержится $2,5 \cdot 10^{23}$ атомов?
- 1.3.14. Рассчитайте массу 1 л воздуха при н.у.
- 1.3.15. В $0,1 \text{ м}^3$ воздуха содержится $6 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ ксенона. В каком объеме воздуха (н.у.) содержится 10^{25} молекул ксенона?
- 1.3.16. Сравните число молекул, содержащееся в 4 кг H_2SO_4 , с числом молекул, содержащимся в 4 кг HNO_3 . В каком случае и во сколько раз число молекул больше?
- 1.3.17. Какой объем оксида азота (II) образуется при взаимодействии $0,5 \cdot 10^{21}$ молекул азота с кислородом?
- 1.3.18. Где содержится больше молекул: в 10^{-3} м^3 хлора при 23°C и давлении 98,5 кПа или в 10^{-3} м^3 оксида углерода (II) при 55°C и давлении 10,6 кПа?
- 1.3.19. Плотность газа по водороду равна 17. Рассчитайте массу литра этого газа при н.у. Какова его плотность по воздуху?
- 1.3.20. Литр озона весит при н.у. 2,143 г. Рассчитайте молекулярную массу озона и его плотность по воздуху.
- 1.3.21. Из скольких атомов состоит молекула фосфора, если плотность паров фосфора по воздуху равна 4,28?
- 1.3.22. Какой объем займет смесь, состоящая из 0,5 моль азота и 0,25 моль хлора (н.у.). Какое количество водорода при тех же условиях займет такой же объем?
- 1.3.23. Плотность SO_2 по водороду равна 32. Найти плотность этого газа по воздуху.
- 1.3.24. Какой объем займет при нормальных условиях 11 г газа, если плотность газа по водороду равна 22?
- 1.3.25. Какая из двух газовых смесей – водорода (18 об.%) с азотом или метана (45 об.%) с водородом имеет большую плотность по воздуху?
- 1.3.26. Вычислите массовые доли газов в смеси оксидов азота (II) и азота (IV) с плотностью по воздуху 1,25.

- 1.3.27. Плотность смеси озона и кислорода по водороду равна 18. Определите массовые и объемные доли газов в смеси.
- 1.3.28. Определите плотность по водороду (D_{H_2}) газовой смеси, имеющей следующий объемный состав 25% CO, 70% N_2 , 5% CO_2 .
- 1.3.29. Определите плотность по водороду газовой смеси, состоящей из аргона объемом 56 л и азота объемом 28 л. Условия нормальные.
- 1.3.30. Смесь оксидов углерода (II и IV) массой 44 г занимает объем 28 л (н.у.). Сколько молекул оксида углерода (IV) приходится на одну молекулу оксида углерода (II)?
- 1.3.31. При одинаковых условиях объем каждого из двух газов: оксида азота (IV) и неона составляет 524 л. Во сколько раз число атомов в заданном объеме одного газа больше числа атомов в объеме второго газа?
- 1.3.32. Вычислите объем, занимаемый 1 кг воздуха при 17^0C и 1 атм.
- 1.3.33. Масса 624 см³ газа при 17^0C и 780 мм рт. ст. равна 1,56 г. Какова молекулярная масса газа?
- 1.3.34. Вычислите среднюю молекулярную массу газовой смеси, состоящей из 40% (по объему) метана и 60% (по объему) кислорода.
- 1.3.35. Выведите простейшую формулу вещества, содержащего углерод, кальций и кислород с массовыми долями 12%, 40% и 48% соответственно.
- 1.3.36. В оксиде молибдена отношение массы молибдена к массе атомарного кислорода равно двум. Определите формулу оксида молибдена.
- 1.3.37. Установите формулу минерала, содержащего 5% бериллия, 10% алюминия, 31% кремния и 54% кислорода по массе.
- 1.3.38. Выведите формулу оксида меди зная, что в этом оксиде масса меди относится к массе кислорода как 8:1.
- 1.3.39. Определите формулу вещества, если известно, что в его состав входят хром, водород, кислород, сера по молям соответственно: 2,8; 50,7; 42,25; 4,25. К какому классу соединений можно отнести вещество?
- 1.3.40. Определите формулу кристаллогидрата сульфата хрома (III), если известно, что массовая доля соли в нем равна 54,7%.
- 1.3.41. Определите формулу соединения, если известно, что оно содержит 28% металла, 24% серы и 48% кислорода по массе.

- 1.3.42. Определите формулу вещества, если известно, что оно содержит 7,69% Ag, 23,08% N, 46,15% H, 23,08% O (по молям). К какому классу соединений можно отнести вещество?
- 1.3.43. Соединение содержит 82,36% азота и 17,64% водорода по массе. Молекулярная масса равна 17. Определите химическую формулу соединения.
- 1.3.44. Определите простейшую и истинную формулы газа, если известно, что оно содержит 82,76% углерода и 17,24% водорода по массе. Плотность газа по водороду равна 28.
- 1.3.45. При сжигании 6,2 г кремневодорода получено 12 г оксида кремния SiO_2 . Плотность кремневодорода по воздуху 2,14. Выведите молекулярную формулу кремневодорода.
- 1.3.46. Выведите формулу вещества, если известно, что при полном сгорании 1,36 г этого вещества образуются 2,56 г оксида серы (IV) и 0,72 г воды.
- 1.3.47. При сжигании 0,31 г некоторого соединения азота с водородом получено 0,348 г воды и 216,7 мл азота (н.у.). Плотность этого вещества по азоту равна 1,14. Выведите формулу этого соединения.
- 1.3.48. 6,63 г. основного карбоната меди образовали после прокаливании 4,77 г оксида меди CuO , 1,32 г оксида углерода CO_2 и 0,54 г воды. Выведите формулу соли.
- 1.3.49. Масса одного литра вещества в парообразном состоянии равна 2,05 г (н.у.). Выведите истинную формулу вещества, зная, что в нем содержится 52,18% углерода, 13,04% водорода и 34,78% кислорода по массе.
- 1.3.50. Выведите молекулярную формулу оксида хлора, если при разложении 0,1 л оксида получилось 0,1 л кислорода и 0,05 л хлора (н.у.). Относительная плотность оксида хлора по воздуху равна 2,34.
- 1.3.51. Кристаллогидрат сульфата марганца (II) содержит 26,83% (по массе) марганца. Выведите формулу кристаллогидрата.
- 1.3.52. При взаимодействии кристаллогидрата $\text{NaBr} \cdot n\text{H}_2\text{O}$ массой 1,39 г с избытком нитрата серебра образовалось 1,88 г осадка. Выведите формулу кристаллогидрата.
- 1.3.53. При удалении кристаллизационной воды из 1,25 г кристаллической соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) масса сухого остатка оказалась равной 0,463 г. Выведите формулу кристаллогидрата.

- 1.3.54. Определите формулу вещества, если известно, что оно содержит 3,23% Cr, 9,68% N, 48,39% O, 38,71% H (по молям). К какому классу соединений можно отнести вещество?
- 1.3.55. Вещество содержит углерод, водород и бром. При полном сгорании 0,752 г этого вещества было получено 0,352 г CO_2 и 0,144 г H_2O . После превращения всего брома в бромид серебра было получено 1,504 г AgBr. Молекулярная масса вещества равна 188. Найдите формулу этого вещества.
- 1.3.56. При взрыве смеси, состоящей из одного объема некоторого газа и двух объемов кислорода образуются два объема оксида углерода (IV) и один объем азота. Какова химическая формула газа?
- 1.3.57. Рассчитайте массу водорода, содержащегося в 143 г кристаллогидрата ацетата меди (II) (кристаллизуется с одной молекулой воды).
- 1.3.58. Рассчитайте массовую долю (%) каждого элемента, входящего в состав следующих соединений:
 - а) гидроксида натрия NaOH;
 - б) медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;
 - в) фосфорной кислоты H_3PO_4 .
- 1.3.59. Вычислите массовую долю хлора в веществе, 0,496 г которого образовали 1,284 г хлорида серебра.
- 1.3.60. Рассчитайте массу железа в 500 т руды, содержащей 75% по массе оксида железа Fe_3O_4 .
- 1.3.61. Рассчитайте массовую долю натрия в смеси, содержащей 30% карбоната натрия, 45% сульфата натрия и 25% карбоната кальция.
- 1.3.62. Имеются два образца руды. Первый содержит 90% красного железняка Fe_2O_3 , второй – 87% магнитного железняка Fe_3O_4 по массе. Из какой руды выгоднее добывать железо?
- 1.3.63. Руда содержит 90% FeS_2 и 10% FeAsS по массе. Сколько г серы можно получить из 1 кг руды?
- 1.3.64. Обогащенный хибинский апатит содержит 80% (по массе) фосфата кальция – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Вычислите, сколько потребуется этого минерала для получения 15 т фосфора?
- 1.3.65. При анализе некоторого сплава, содержащего серебро, получена масса хлорида серебра в точности равная массе сплава, взятого для анализа. Вычислите массовую долю серебра в сплаве.
- 1.3.66. Массовая доля кислорода в сульфате некоторого металла равна 30,7%. Рассчитайте массовую долю кислорода в нитрате этого же металла.

- 1.3.67. Массовая доля кислорода в сульфате некоторого металла равна 49%. Определите массовые доли металла и серы в этом сульфате.
- 1.3.68. Элемент образует два оксида, один из которых содержит 65,2%, а другой 75,7% (по массе) элемента. Определите, какой это элемент.
- 1.3.69. Какую массу простых веществ следует взять для получения 16,5 г сульфида железа, если содержание основных компонентов в исходных реагентах не менее 97% (по массе).
- 1.3.70. К 10 г смеси магния с оксидом магния прибавили хлороводородной кислоты. Сколько процентов оксида магния содержалось в смеси, если в результате реакции было получено 8 л водорода?
- 1.3.71. Сколько тонн оксида кальция можно получить при обжиге 100 т известняка CaCO_3 , содержащего 10% примеси?
- 1.3.72. В сосуде находится смесь водорода и кислорода объемом 25 мл. В результате реакции между компонентами остался непрореагировавший кислород объемом 7 мл. Определите объемную долю кислорода в исходной смеси, если все объемы приведены к нормальным условиям.
- 1.3.73. В качестве восстановителя для получения кремния применяют кокс. Уравнение химической реакции, отвечающей данному процессу: $\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO}$. Какую массу оксида кремния (IV) можно восстановить с помощью кокса массой 40 кг, если массовая доля углерода в коксе составляет 90%?
- 1.3.74. Вычислите массу оксида магния, которая получается при обжиге карбоната магния массой 252 кг с массовой долей примесей 3%.
- 1.3.75. Какой объем (н.у.) сернистого газа получается при сжигании 1 тонны пирита (FeS_2), считая выход равным 92%?
- 1.3.76. Сожгли 48 г магния, содержащего 10% примесей. Какова масса образовавшегося оксида, если практический выход составляет 90% от теоретического?
- 1.3.77. Рассчитайте выход продукта реакции (в % от теоретического), если при взаимодействии 5,6 л (н.у.) этилена с бромом получено 42,3 г 1,2-дибром-этана: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Br}_2 = \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$.
- 1.3.78. Сколько примеси (в %), не реагирующей с концентрированной азотной кислотой, содержалось в меди массой 1,8 г, если при ее взаимодействии с избытком азотной кислоты выделилось 1,12 л оксида азота (IV)?
- 1.3.79. Какой объем водорода можно получить, растворив в избытке хлороводородной кислоты 6 г железа, содержащей 6,7% примеси?

- 1.3.80. При прокаливании карбоната кальция получили 40% оксида углерода (IV), что составило 90,91% от теоретически возможного. Какова масса взятого карбоната кальция?
- 1.3.81. Какой объем оксида углерода (II) был взят для восстановления оксида железа (III), если получено 11,2 г железа с выходом 80% от теоретически возможного?
- 1.3.82. При взаимодействии 336 мл оксида углерода (II) с 224 мл хлора получили 200 мл фосгена (COCl_2). Каков его выход?
- 1.3.83. Относительная молекулярная масса нитрата некоторого металла равна 238, а сульфата этого же металла равна 344. Вычислите относительную атомную массу металла и его степень окисления.
- 1.3.84. При прокаливании на воздухе 0,512 г металла образовалось 0,64 г оксида. Какова атомная масса металла, если валентность его равна двум?
- 1.3.85. При прокаливании в хлоре из 4,02 г металла получено 8,87 г хлорида. Какой это металл?
- 1.3.86. Какой объем кислорода (н.у.) расходуется на сжигании 100 л ацетилена (C_2H_2), измеренного при 27°C и 99,3 кПа?
- 1.3.87. Сколько литров оксида серы (IV), измеренного при 70°C и 1 атм., получится при сжигании 1 кг серы?
- 1.3.88. Вычислите объем кислорода, измеренный при 15°C и 100,3 кПа, который получится при разложении 1 г KClO_3 .
- 1.3.89. Определите массу металла, способную вытеснить из воды 1 г водорода, если известно, что 0,65 г его при 27°C и 81 кПа вытеснили из воды 0,5 л водорода. Какой это металл?

2. Строение атомов элементов. Свойства атомов. Атомное ядро. Периодический закон. Явление радиоактивности. Ядерные превращения.

2.1. Вопросы.

- 2.1.1. Когда впервые было введено в науку понятие "атом"? Что оно означало?
- 2.1.2. Как расширился смысл понятия "атом" в результате развития атомно-молекулярной теории?
- 2.1.3. Какие явления, открытые в XIX веке, можно считать первыми доказательствами сложной структуры атома? Кратко охарактеризуйте технику проведения соответствующих экспериментов. Какие частицы были открыты в ходе этих

экспериментов? Дайте их качественную и количественную характеристики.

- 2.1.4. Кем и когда предложена первая модель атома? Как представлялся атом по этой модели?
- 2.1.5. Радиоактивность - что это за явление? Кем и когда оно было открыто? Каков качественный состав радиоактивного излучения? Дать характеристику частицам, ответственным за α -, β - и γ - излучение. Период полураспада - что характеризует?
- 2.1.6. Какие выводы следовали из результатов анализа явления радиоактивности (в связи с вопросом о строении атома)?
- 2.1.7. Кратко опишите схему эксперимента по рассеянию α - частиц тонкими металлическими пластинками и его результат.
- 2.1.8. Как изменились представления о строении атома в результате эксперимента по рассеянию α - частиц? Как назвали новую модель атома? Достоинства и недостатки этой теории?
- 2.1.9. Что такое ядро атома? Его количественные характеристики (размер, плотность, заряд).
- 2.1.10. Основные положения протонно-нейтронной теории строения атома. Что такое протоны, нейтроны, нуклоны?
- 2.1.11. Массовое число - чему оно равно? Тождественны ли понятия «массовое число» и «атомная масса»? Заряд ядра - как главная характеристика элемента.
- 2.1.12. Что такое изотопы? Одинаковы ли химические свойства изотопов одного элемента? Почему изотопы водорода (сколько их, названия, обозначения) составляют в этом отношении исключение?
- 2.1.13. Почему атомные массы большинства элементов в периодической системе имеют дробные значения?
- 2.1.14. Ядерные реакции - что они отражают? Какому правилу подчиняется написание уравнений таких реакций?
- 2.1.15. В чем суть закона смещения при радиоактивном распаде?
- 2.1.16. Теория Бора как дальнейшее развитие представлений о строении электронных оболочек атомов. Постулаты Бора. Главные недостатки теории Бора.
- 2.1.17. На чем основаны современные представления о строении атома?
- 2.1.18. Какие явления доказывают двойственные (корпускулярно-волновые) свойства электрона? Что означает выражение «дуализм свойств электрона»?

- 2.1.19. Каково содержание понятий «плотность электронного облака», «вероятность нахождения электрона», «электронное облако», «орбиталь»? Одинаков ли смысл понятий «орбита» и «орбиталь» (по отношению к электрону)?
- 2.1.20. Какие электроны в атомах элементов больших и малых периодов называют валентными?
- 2.1.21. Какие элементы называются переходными?
- 2.1.22. Квантовые числа – что характеризуют? Сколько их? Как они обозначаются? Что значат слова «квант», «квантовые»?
- 2.1.23. Что характеризует главное квантовое число? Какие значения может принимать?
- 2.1.24. Что такое энергетический уровень? Какие имеются синонимы этого понятия?
- 2.1.25. Как изменяется энергия электрона при переходе с одного энергетического уровня на другой в направлении от ядра?
- 2.1.26. Как определить, на скольких энергетических уровнях находятся электроны данного атома? По какой формуле можно подсчитать максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне?
- 2.1.27. Побочное квантовое число (другие его названия) - что характеризует? Какие значения может принимать? Определяет ли побочное квантовое число запас энергии электрона?
- 2.1.28. Что такое "подуровень"? По какой формуле можно подсчитать число подуровней? Какие обозначения подуровней приняты?
- 2.1.29. Магнитное квантовое число - что характеризует? Какие значения принимает?
- 2.1.30. Какова форма s- и p- орбиталей? Какое максимальное количество электронов может быть на каждой из этих орбиталей?
- 2.1.31. Каков физический смысл четвертого квантового числа? Его название.
- 2.1.32. Что отражают электронные и электронно-ячеичные формулы? Какие для этого приняты обозначения?
- 2.1.33. Формулировка и пояснение принципов (правил) Паули и Хунда.
- 2.1.34. Какими основными правилами следует руководствоваться при составлении электронных и электронно-ячеичных формул атомов элементов?
- 2.1.35. Что такое провал электрона?

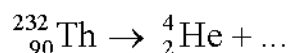
- 2.1.36. Почему для характеристики размера атома пользуются понятием "эффективный радиус атома"? Как его рассчитывают? Каков характер изменения атомного радиуса в периодах и группах?
- 2.1.37. Что такое ион?
- 2.1.38. Энергия ионизации - что характеризует? В каких единицах выражается? Характер изменения энергии ионизации атомов по периодам и группам. Какую (окислительную или восстановительную) способность атома характеризует энергия ионизации?
- 2.1.39. Что понимают под металличностью атома?
- 2.1.40. Что такое "сродство к электрону"? Какое качество атома характеризует?
- 2.1.41. Что такое степень окисления?
- 2.1.42. Как можно определить, пользуясь периодической системой элементов, положительную и отрицательную степень окисления элемента?
- 2.1.43. Что характеризует электроотрицательность атома? Почему введена эта характеристика атома наряду со сродством к электрону? Что такое «относительная электроотрицательность»? Мерой какого свойства является электроотрицательность? Какие атомы являются обладателями наибольшей электроотрицательности?
- 2.1.44. Где в периодической системе расположены элементы, проявляющие наиболее сильно выраженные металлические и неметаллические свойства?
Есть ли элементы, обладающие промежуточными свойствами?

2.2. Примеры решения типовых задач.

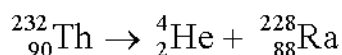
- 2.2.1. Атомы радиоактивного изотопа тория ^{232}Th испускают α – частицы. Получающиеся при этом атомы другого изотопа испускают β – лучи. Какой изотоп образуется в результате этих двух последовательных превращений? Напишите уравнения соответствующих ядерных реакций.

Решение: Ядерные реакции записывают с помощью уравнений, подобных обычным химическим уравнениям, однако приводимые в этих уравнениях химические символы обозначают не атомы элементов, а лишь их ядра. При составлении ядерных реакций соблюдается равенство суммы зарядов и массовых

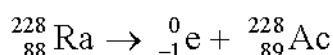
чисел в левой и правой частях уравнения. При этом заряд электрона учитывается со знаком минус, протона – со знаком плюс. Нейтрон и γ – квант заряда не имеют. Кроме того, массы электронов и γ – квантов не учитываются. В данном примере нужно определить, ядро какого элемента получится в результате ядерной реакции:



Массовое число в левой части равно 232. В силу правила равенства сумм массовых чисел в правой части уравнения сумма массовых чисел частиц должна быть 232, значит, массовое число нового элемента 228. Суммарный заряд в правой части уравнения должен быть 90, а α – частица имеет заряд +2, значит новый элемент имеет заряд +88; этим элементом будет изотоп ${}_{88}^{228}\text{Ra}$. Ядерная реакция в полном виде:



Полученный изотоп ${}_{88}^{228}\text{Ra}$ испускает β – лучи (электрон) и получится изотоп актиния ${}_{89}^{228}\text{Ac}$.



- 2.2.2. Константа радиоактивного распада k радиоизотопа ${}_{16}^{35}\text{S}$ равна $9,21 \cdot 10^{-8} \text{ c}^{-1}$. Определите период полураспада и среднюю продолжительность жизни.

Решение: Согласно закону радиоактивного распада скорость радиоактивного распада изотопа пропорциональна общему числу атомов этого изотопа. Математически этот закон выражается соотношением

$$N_{\tau} = N_0 \cdot e^{-k\tau}$$

Где N_0 – исходное число радиоактивных атомов в начальный момент распада; N_{τ} – число радиоактивных атомов по истечении времени распада τ ; e – основание натурального логарифма, равное 2,718; k – константа радиоактивного распада, характеризующая относительную долю атомов изотопа, распадающихся в единицу времени. На основе закона радиоактивного распада устанавливается взаимосвязь между

основными константами радиоизотопа $\tau_{1/2}$, k . Константа радиоактивного распада k радиоизотопа связана с периодом полураспада соотношением:

$$\tau_{1/2} = \frac{0,693}{k}$$

Период полураспада $\tau_{1/2}$ – время, в течении которого распадается половина первоначального количества радиоизотопа:

$$\tau_{1/2} = \frac{0,693}{9,21 \cdot 10^{-8}} = 0,075 \cdot 10^8 \text{ с} = 2,08 \cdot 10^3 \text{ ч.}$$

Средняя продолжительность жизни радиоизотопа $\tau = 1/k$, τ – время, необходимое для полного разложения любого количества радиоизотопа при постоянной скорости распада:

$$\tau = \frac{1}{k} = \frac{1}{9,21 \cdot 10^{-8}} = 0,108 \cdot 10^8 \text{ с} = 3 \cdot 10^3 \text{ ч.}$$

- 2.2.3. Период полураспада радиоизотопа равен 14 суткам. Сколько атомов этого радиоизотопа распадается за сутки, если число атомов равно 10^{20} ?

Решение: Из определения периода распада следует, что с каждым периодом распада количество изотопа уменьшается в 2 раза. Следовательно, если пройдет n периодов полураспада, то количество радиоизотопа уменьшится в 2^n раз. После n периодов полураспада неразложившимся останется следующее число

$$\text{атомов радиоизотопа } N_\tau = N_0 \cdot 2^{-n}, \quad n = \frac{\tau}{\tau_{1/2}}.$$

Аналогичное соотношение имеет место и в случае выражения количества радиоизотопа не числом атомов, а в массовых единицах: $m_\tau = m_0 \cdot 2^{-n}$.

Для данного примера:

$$n = \frac{\tau}{\tau_{1/2}} = \frac{1}{14}; \quad N_0 = 10^{20} \text{ атомов}; \quad N_\tau = 10^{20} \cdot 2^{-1/14};$$

$$\lg N_{\tau} = 20 \lg 10 - \frac{1}{14} \lg 2 = 20 \cdot 1 - \left(\frac{1}{14}\right) \cdot 0,3010 = 20 - 0,0215 = 19,9785 ;$$

$$N_{\tau} = 9,516 \cdot 10^{19} \text{ атомов}$$

Через сутки останется $9,516 \cdot 10^{19}$ неразложившихся атомов. За сутки разложилось $10 \cdot 10^{19} - 9,516 \cdot 10^{19} = 0,484 \cdot 10^{19}$ атомов.

- 2.2.4. Природный галлий представляет собой смесь изотопов ^{69}Ga и ^{71}Ga . На основании относительной атомной массы природного галлия $A_r(\text{Ga}) = 69,72$ определите изотопный состав галлия в % по массе.

Решение: Пусть 1 моль галлия содержит x моль изотопа ^{69}Ga и $(1-x)$ моль изотопа ^{71}Ga . Масса 1 моля галлия равна 69,72 г., поэтому:

$$69x + 71 \cdot (1-x) = 69,72$$

$$x = 0,64$$

Массовые доли изотопов составляют:

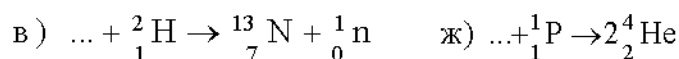
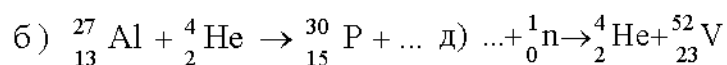
$$\omega(^{71}\text{Ga}) = \frac{71 \cdot 0,36}{69,72} = 0,3666, \text{ или } 36,66\%$$

$$\omega(^{69}\text{Ga}) = \frac{69 \cdot 0,64}{69,72} = 0,6334, \text{ или } 63,34\%$$

2.3. Упражнения и задачи для самостоятельной работы.


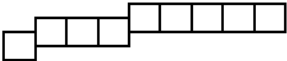
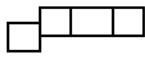
- 2.3.1. Основываясь на положении в периодической системе водорода, гелия, азота, серы, кальция, платины, определите: а) заряд ядра атома; б) число нуклонов в ядре; в) число протонов и нейтронов в ядре.
- 2.3.2. Во что превращается радий, испуская одну α – частицу? Составьте уравнение ядерной реакции.
- 2.3.3. При действии α – частиц на ^{14}N образуется изотоп другого элемента и протон. Составьте уравнение ядерной реакции.

- 2.3.4. Изотоп какого элемента получится при потере атомом тория (232) пяти α - и двух β – частиц? Какова будет атомная масса этого изотопа?
- 2.3.5. Ядро атома элемента содержит 10 нейтронов. Электронная оболочка атома содержит 9 электронов. Какой это элемент?
- 2.3.6. Масса ядра атома некоторого изотопа равна 181 а.е.м. В электронной оболочке атома содержится 73 электрона. Укажите: а) сколько протонов и нейтронов содержится в ядре атома; б) какой это элемент?
- 2.3.7. Электронная оболочка некоторого элемента содержит 35 электронов. Сколько протонов содержится в ядре атома? Укажите порядковый номер элемента и его название.
- 2.3.8. Изотоп урана ^{238}U , выделяя одну α – частицу, превращается в изотоп другого элемента. Какой элемент образуется?
- 2.3.9. Изотоп нептуния ^{239}Np в результате ядерного распада превращается в изотоп плутония ^{239}Pu . Какая частица при этом испускается?
- 2.3.10. Изотоп урана ^{234}U в результате ядерного распада превращается в изотоп тория ^{230}Th . Какая частица при этом испускается?
- 2.3.11. Закончите уравнения следующих ядерных реакций:



- 2.3.12. В результате бомбардировки ядер бора $^{10}_5\text{B}$ α – частицами они превращаются в ядра $^{13}_7\text{N}$. Напишите уравнение ядерной реакции. Какая вторичная частица выделяется в результате этой реакции?
- 2.3.13. При бомбардировки ядра $^{65}_{29}\text{Cu}$ протонами образуется неустойчивое промежуточное ядро, для которого характерен электронный β – распад. Составьте уравнение ядерной реакции с указанием промежуточного ядра.

- 2.3.14. Константа распада $^{238}_{92}\text{U}$ равна $4,88 \cdot 10^{-18} \text{с}^{-1}$. Чему равны период полураспада и средняя продолжительность жизни радиоизотопа?
- 2.3.15. Средняя продолжительность жизни радиоизотопа свинца ^{210}Pb равна 10^9 с. Вычислите константу радиоактивного распада (с^{-1}) и период полураспада (в годах).
- 2.3.16. Какова масса разложившегося радия (^{226}Ra), если первоначальная масса его равна 1 г, а период полураспада ^{226}Ra равен 1617 лет, время распада 10000 лет?
- 2.3.17. Какова была первоначальная масса образца ^{60}Co , если после 25 лет его хранения разложилось 1,25 кг? Период полураспада ^{60}Co равен 5,27 лет.
- 2.3.18. В природной смеси хлора на 1 атом нестабильного изотопа ^{37}Cl приходится 3 атома стабильного изотопа ^{35}Cl . Какова относительная атомная масса хлора, если точные массовые числа изотопов: $^{37}\text{Cl} - 36,9659$, $^{35}\text{Cl} - 34,9689$?
- 2.3.19. Относительная атомная масса рубидия равна 85,47. Природная смесь рубидия состоит из стабильного изотопа ^{85}Rb и радиоактивного изотопа ^{87}Rb . Сколько процентов по массе каждого изотопа находится в природной смеси рубидия, если точные массовые числа изотопов: $^{85}\text{Rb} - 84,9117$, $^{87}\text{Rb} - 86,9092$?
- 2.3.20. Природный неон состоит из 90% (по массе) изотопа ^{20}Ne и 10% (по массе) изотопа ^{22}Ne . Рассчитайте среднюю атомную массу неона.
- 2.3.21. Существуют ли элементы, ядра атомов которых содержали бы протонов больше, чем нейтронов? Ответ дать на основе анализа таблицы Д.И. Менделеева.
- 2.3.22. Можно ли ожидать открытие новых элементов, которые будут размещены в первом периоде?
- 2.3.23. Какие типы и числа орбиталей отвечают n , равному 1,2,3,4? Значениями каких квантовых чисел они определяются?
- 2.3.24. Сколько электронных уровней содержат атомы с порядковыми номерами 17 и 20?
- 2.3.25. Укажите положение в периодической системе s -, p -, d -, f – элементов.
- 2.3.26. Составьте электронную формулу элемента, на третьем уровне которого расположены 10 электронов.
- 2.3.27. Какие типы подуровней заняты валентными электронами у атомов элементов с порядковыми номерами 13,19 и 21?

- 2.3.28. Составьте электронные формулы элементов с порядковыми номерами 13, 15, 17, 23, 24, 25, 29, 31, 33, 36, 51. Укажите валентные электроны.
- 2.3.29. На скольких энергетических уровнях расположены электроны в атомах стронция, бария, селена, ванадия?
- 2.3.30. Сколько электронов содержат на внешнем уровне атомы следующих элементов: хлора, брома, иода, азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, хрома, железа, марганца?
- 2.3.31. Каково строение электронного уровня атома серебра с $n = 4$?
- 2.3.32. Сколько электронов на 5d подуровне атома ртути?
- 2.3.33. Каким элементам соответствуют следующие электронные формулы:
 а) $1s^2 2s^2 2p^5$; б) $1s^2 2s^2 2p^0$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^0$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
 д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$?
- 2.3.34. Сколько всего электронов у элементов, валентные электроны которых находятся на следующих подуровнях: а) $\dots 2s^2 2p^5$; б) $\dots 3s^2 3p^0 3d^0$; в) $\dots 3d^8 4s^2 4p^0 4d^0 4f^0$?
- 2.3.35. Какие энергетические уровни и подуровни изображены ниже:
 а)  ; б)  ; в)  ?
- 2.3.36. На каких подуровнях находятся валентные электроны в атомах элементов VI группы?
- 2.3.37. Для атома бора возможны два различных электронных состояния, выраженных следующими электронными формулами: $1s^2 2s^2 2p^0$ и $1s^2 2s^1 2p^1$. Как называются эти состояния атома? Как перейти от первого ко второму?
- 2.3.38. Сколько неспаренных электронов содержится в основном состоянии в электронных оболочках атомов углерода, хрома, фосфора, серы, неона?
- 2.3.39. Сколько свободных d орбиталей содержится в основном состоянии в электронных оболочках атомов ванадия, титана, скандия?
- 2.3.40. Сколько свободных f орбиталей содержится в атомах элементов с порядковыми номерами 59, 60, 90, 93? Напишите электронные формулы этих элементов.
- 2.3.41. Сколько электронов содержат в наружном слое следующие ионы IV периода: Ca^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Se^{2-} , Br^{-1} ? Какие из них сходны по строению электронной оболочки с атомами инертных газов?

2.3.42. Составьте электронные и электронно-ячеичные формулы следующих ионов: Na^+ , Mg^{2+} , Sr^{2+} , O^{2-} , Cl^- , P^{3-} . Какие из них сходны по строению электронной оболочки с атомом неона?

2.3.43. Объясните, с чем связан резкий скачок в изменении величины потенциала ионизации при переходе от четвертого к пятому потенциалу атома С.

	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5
Потенциал ионизации, эВ	11,2	22,4	48	64	392

2.3.44. Как изменяется потенциал ионизации в группе щелочных металлов?

2.3.45. Почему у d элементов потенциалы ионизации по периоду изменяются в меньшей степени, чем у p элементов?

2.3.46. Чем обусловлена немонотонность изменения потенциалов ионизации по периоду?

2.3.47. Почему металлические свойства Са выражены сильнее, чем Zn?

2.3.48. В атоме какого элемента лития или цезия связь валентного электрона с ядром сильнее? Поясните почему.

2.3.49. Поясните наблюдаемую закономерность в изменении потенциалов ионизации элементов II периода:

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
$I, \text{эВ}$	5.39	9.32	8.29	11.26	14.53	13.61	17.42	21.56

2.3.50. Расположите по мере возрастания потенциалов ионизации следующие атомы: 1) $1s^2$, 2) $1s^2 2s^2 2p^2$, 3) $1s^2 2s^2 2p^5$, 4) $1s^2 2s^2 2p^6$, 5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

2.3.51. Как изменяются атомные радиусы элементов по периоду и группе? Монотонно ли они изменяются по периоду?

2.3.52. Определите максимальные значения положительной и отрицательной степени окисления следующих элементов: азота, хлора, хрома, натрия, фосфора, водорода.

3. Химическая связь.

3.1. Вопросы

3.1.1. Что понимают под химической связью?

3.1.2. Что является определяющим при образовании химической связи?

- 3.1.3. Что называется энергией связи? Каков характер изменения энергии системы с изменением расстояния между взаимодействующими атомами? Выигрышем или потерей энергии сопровождается образование химической связи?
- 3.1.4. Перечислите основные типы химической связи.
- 3.1.5. Каковы основные положения теории Льюиса о ковалентной связи? Образование каких молекул объясняла теория? Как трактовалось образование связи между одинаковыми и близкими по свойствам атомами? Как определялась валентность элементов в соединениях с ковалентной связью?
- 3.1.6. В чем заключается сущность ионной теории химической связи? Кем и когда она предложена? Что такое ионы и чем они отличаются от атомов? Образование каких молекул объясняла эта теория? Как определяется валентность элементов в ионных соединениях?
- 3.1.7. Какая разница в строении наружного электронного слоя атома при образовании: а) соединения с ковалентной связью; б) ионного соединения?
- 3.1.8. В чем заключается основное различие между ковалентной и ионной связью?
- 3.1.9. Почему при сближении атомов их ядра не сливаются?
- 3.1.10. В чем заключается донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи? Примеры. В чем сходство и отличие ее от простой ковалентной связи?
- 3.1.11. Что называют ковалентностью? Объясните на примерах, с чем связана возможность проявления тем или иным элементом переменной валентности. Совпадают ли валентность и степень окисления по величине? Разберите на примерах. Может ли валентность быть отрицательной или положительной? А степень окисления? Может ли валентность быть больше номера группы?
- 3.1.12. Какие из электронных оболочек, как правило, ответственны за образование связи? Перечислите их.
- 3.1.13. Что понимают под локализацией ковалентной связи?
- 3.1.14. Какие типы симметрии ковалентной связи известны? Какие связи называются σ -, π -связями? Какие электронные облака участвуют в образовании σ -, π -связей? Какая из них не может быть без другой? Какие связи называются одинарными, двойными, тройными? Приведите примеры.
- 3.1.15. Перечислите основные свойства ковалентной связи.

- 3.1.16. Что такое поляризуемость связи? Под влиянием какого воздействия происходит поляризация связи? Что при этом происходит с неполярными, полярными и сильно полярными связями?
- 3.1.17. Объясните с точки зрения поляризации связей тот факт, что многие жидкие кислоты в безводном состоянии почти не диссоциируют на ионы, а в водном растворе – диссоциируют? С чем связано введение представлений о гибридизации? Какие типы гибридизации известны? Примеры? Чем отличаются гибридные облака от исходных атомных облаков? Как определить число гибридных орбиталей?
- 3.1.18. Какие закономерности выявлены между геометрией молекулы и типом гибридизации в ней?
- 3.1.19. На основе представлений о гибридизации и о форме гибридных орбиталей объяснить свойства ковалентной связи – направленность и насыщенность.
- 3.1.20. Какая связь называется полярной ковалентной? Между какими атомами она возникает? Почему она так называется?
- 3.1.21. Что такое диполь? Что называется дипольным моментом? В каких единицах он выражается?
- 3.1.22. Сравните понятия «полярность молекулы» и «полярность связи». Тождественны ли они? В каких случаях? Приведите соответствующие примеры.
- 3.1.23. Почему некоторые молекулы, имеющие полярные связи в целом являются неполярными?
- 3.1.24. Возможно ли полное смещение обобществленного электронного облака к одному из атомов? Существует ли чисто ионная связь? Как современная теория химической связи объясняет образование ионных соединений? Что называется эффективным зарядом? Как он определяется?
- 3.1.25. Что такое поляризация ионов? Что понимается под поляризующей способностью ионов? У каких ионов она выражена сильнее? Что такое поляризуемость ионов? Какие ионы сильнее поляризуемы? От чего зависят поляризующая способность и поляризуемость ионов? Как эти свойства изменяются от величины заряда и размера ионов? Почему поляризующая способность катиона больше, чем у аниона? Почему поляризуемость анионов больше поляризуемости катионов?

- 3.1.26. В чем различие между ковалентной и ионной связью? Есть ли между ними общее? Всегда ли можно разграничить ковалентную полярную и ионную связи?
- 3.1.27. Какими свойствами обладает ионная связь?
- 3.1.28. Какая связь называется водородной связью? В соединениях с какими элементами проявляется водородная связь? Какова причина образования водородной связи? Какова прочность водородной связи по сравнению с другими видами связи? Как влияет водородная связь на физические свойства вещества?
- 3.1.29. В чем сходство и отличие водородной связи от других связей?
- 3.1.30. Назовите вещества, способные к образованию водородной связи. Что между ними общего?
- 3.1.31. Почему не все молекулы, содержащие водород, образуют между собой водородные связи? Какие условия необходимы для образования этих связей? Как на основании физических свойств веществ можно судить о прочности водородных связей?
- 3.1.32. Какое взаимодействие называется межмолекулярным? Какие физические свойства веществ обусловлены межмолекулярным взаимодействием? Какие силы действуют между молекулами? Почему они называются вандерваальсовыми? В чем проявляется действие ориентационных, индукционных и дисперсионных сил?
- 3.1.33. Межмолекулярное взаимодействие и агрегатное состояние вещества.
- 3.1.34. Каковы свойства веществ с молекулярной, атомной, ионной, металлической кристаллической решеткой?
- 3.1.35. Почему металлическая связь выделена в особый вид?
- 3.1.36. Почему в металлах химическая связь делокализована?
- 3.1.37. Для каких металлов характерна металлическая связь в чистом виде, а для каких одновременно металлическая и ковалентная связи? На основании каких свойств можно судить об этом? Относится ли это только к простым веществам или же справедливо и для сплавов?

3.2. Упражнения для самостоятельной работы.

- 3.2.1. Чем объясняется инертность таких газов как гелий, неон, аргон, ксенон?

- 3.2.2. Почему атомарные хлор и кислород не существуют в природе?
- 3.2.3. Чем достигается большая устойчивость (прочность) молекулы водорода по сравнению с атомом водорода?
- 3.2.4. Представьте с помощью электронных схем строения атомов процессы образования молекул следующих простых веществ: а) водорода, б) азота, в) фтора.
- 3.2.5. Приведите по два примера соединений с полярной и неполярной ковалентной связью.
- 3.2.6. Приведите формулы двух соединений, имеющих одновременно ионную и ковалентную связи.
- 3.2.7. Приведите примеры неполярных молекул, имеющие ковалентные полярные связи.
- 3.2.8. Установите, откуда и куда перемещаются электроны при образовании молекул: а) SCl_2 , б) P_2S_5 , в) F_2O ?
- 3.2.9. Какая из связей: $\text{H} - \text{Na}$, $\text{H} - \text{H}$, $\text{H} - \text{S}$, $\text{H} - \text{P}$ наиболее полярна? К какому из атомов смещается электронное облако связи? Какая из молекул имеет наибольший диполь? Ответ мотивировать исходя из относительной электроотрицательности соответствующих элементов.
- 3.2.10. Какая из связей $\text{H} - \text{P}$, $\text{H} - \text{Cl}$, $\text{H} - \text{Br}$, $\text{H} - \text{J}$ является наиболее полярной? К какому из атомов смещено электронное облако связи?
- 3.2.11. Для какого из веществ H_2SO_4 , CuS , P_4 , KCl , NO_2 характерны ковалентные неполярные связи?
- 3.2.12. В рамках теории валентных связей объясните, почему у большинства р-элементов с переменной валентностью ее значения различаются на два.
- 3.2.13. Почему для атомов фосфора, серы и хлора максимальная валентность совпадает с номером группы, а для атомов азота, кислорода и фтора она меньше номера группы?
- 3.2.14. Какие значения валентности могут проявлять в своих соединениях следующие элементы F , Br , O , Se ? Дайте обоснование.
- 3.2.15. Определите максимальную валентность азота и фосфора в их соединениях.
- 3.2.16. Предложите формулы двух соединений, в состав которых входят только ионы с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- 3.2.17. Предскажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую форму следующих частиц: CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 .
- 3.2.18. Предскажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую форму следующих частиц: BF_3 , ZnCl_2 , NH_3 .

- 3.2.19. Предскажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую форму следующих частиц: AlCl_3 , BeF_2 , PH_3 , H_2O .
- 3.2.20. Сравните способы образования ковалентных связей в молекуле NH_3 и в ионе NH_4^+ . Может ли существовать ион NH_5^{2+} ?
- 3.2.21. Почему существует ион NH_4^+ и не существует ион CH_5^+ ?
- 3.2.22. Сравните способы образования ковалентных связей в молекуле BF_3 и в ионе BF_4^- . Может ли существовать ион BF_5^{2-} ?
- 3.2.23. Какие из приведенных пар частиц не способны к образованию между собой связи по донорно-акцепторному механизму: 1) BeF_2 и F^- ; 2) BH_3 и H^- ; 3) BH_3 и H^+ ; 4) BH_3 и NH_3 .
- 3.2.24. В молекулах каких веществ F_2 , Cl_2 , BCl_3 , CO_2 , CF_4 , N_2 , N_2O_3 , SO_3 , образуются только σ -связи?
- 3.2.25. Поясните характер изменения полярности связи в ряду HF - HCl - HBr .
- 3.2.26. Поясните характер изменения полярности связи в ряду NH_3 - PH_3 - AsH_3 .
- 3.2.27. Поясните характер изменения прочности связи в ряду HF - HCl - HBr - HI .
- 3.2.28. Поясните изменение величины дипольного момента в ряду галогеноводородов: $\text{H} - \text{Cl}$ (1.04Д), $\text{H} - \text{Br}$ (0.79Д), $\text{H} - \text{I}$ (0.38Д).
- 3.2.29. В каких из перечисленных соединений можно предположить наличие ионной связи: KCl , SO_2 , MgO , Sr_2O , P_2O_5 ?
- 3.2.30. Между атомами каких элементов можно предположить наличие ионной связи в приведенных соединениях: H_2O , HNO_3 , Fe_2S_3 , BaSO_4 , MnO_2 , KMnO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$?
- 3.2.31. Как изменяется характер химической связи в ряду соединений $\text{NaCl} - \text{MgCl}_2 - \text{AlCl}_3 - \text{SiCl}_4 - \text{PCl}_5 - \text{SCl}_2 - \text{Cl}_2$?
- 3.2.32. В каких оксидах связь элемент-кислород будет более ионной (полярной) CaO и CO_2 , MgO и SO_2 , Al_2O_3 и P_2O_3 , BaO и NO ?
- 3.2.33. Как изменяются характер химической связи и химические свойства оксидов в ряду: Li_2O , BeO , B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 ?
- 3.2.34. Между молекулами каких веществ могут образоваться водородные связи: HF , HJ , H_2O , H_2Te , NH_3 , PH_3 , SiH_4 , CH_4 ?
- 3.2.35. Привести примеры соединений с внутримолекулярной водородной связью.

4. Основные классы неорганических соединений

4.1. Вопросы

- 4.1.1. На какие классы делятся неорганические соединения?

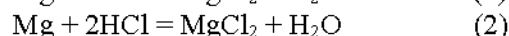
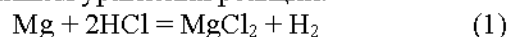
- 4.1.2. Какие вещества называются оксидами? Приведите примеры оксидов.
- 4.1.3. Какие оксиды называются основными, кислотными и амфотерными? Приведите примеры.
- 4.1.4. Как составляются названия оксидов? Приведите примеры.
- 4.1.5. Какие оксиды являются солеобразующими, а какие – индифферентными? Приведите примеры.
- 4.1.6. Какими физическими свойствами обладают оксиды?
- 4.1.7. Какими химическими свойствами обладают основные, кислотные и амфотерные оксиды? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 4.1.8. Что представляют собой пероксиды? Приведите примеры.
- 4.1.9. Какими способами можно получить оксиды? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 4.1.10. Как изменяется характер оксидов в периоде слева направо и в группе сверху вниз?
- 4.1.11. Какие соединения называются основаниями (гидроксидами)? Приведите примеры.
- 4.1.12. Чем определяется кислотность основания? Приведите примеры одно-, двух- и трехкислотных оснований.
- 4.1.13. Какие основания называются щелочами? Приведите примеры.
- 4.1.14. Какова номенклатура оснований? Приведите примеры.
- 4.1.15. Какими физическими свойствами обладают основания?
- 4.1.16. Какими химическими свойствами обладают основания? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 4.1.17. Какая реакция называется реакцией нейтрализации? В чем ее сущность? приведите пример.
- 4.1.18. Какие основания называются амфотерными? Приведите примеры. Напишите уравнения реакций, доказывающих их амфотерность. Какими способами можно получить основания? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 4.1.19. Какими способами можно получить основания? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 4.1.20. Как изменяется характер основания в периодах слева направо и в группах сверху вниз?
- 4.1.21. Какие соединения называются кислотами? Приведите примеры.
- 4.1.22. Чем определяется основность кислот? Приведите примеры одно-, двух-, трехосновных кислот.

- 4.1.23. Какова номенклатура кислородсодержащих кислот, бескислородных кислот? Приведите примеры.
- 4.1.24. На какие группы по силе делятся кислоты? Приведите примеры.
- 4.1.25. Какими физическими свойствами обладают кислоты?
- 4.1.26. Какими химическими свойствами обладают кислоты? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 4.1.27. Какими способами можно получить кислоты? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 4.1.28. Как изменяются свойства кислот в периодах слева направо и в группах сверху вниз?
- 4.1.29. Какие соединения называются солями? Приведите примеры.
- 4.1.30. Какие соли называются средними, кислыми, основными, двойными, комплексными. Приведите примеры.
- 4.1.31. Какими способами можно получить соли? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 4.1.32. Какими химическими свойствами обладают соли? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 4.1.33. В чем сходство и различие свойств солей: а) кислых и средних; б) основных и средних?
- 4.1.34. У каких кислот не может быть кислых солей? Какие основания не дают основных солей?

4.2. Примеры решения типовых задач.

- 4.2.1. К 10 г смеси магния с оксидом магния добавили раствор хлороводородной кислоты. Какова массовая доля (%) оксида магния в смеси, если в результате реакции получили 8 л. водорода?

Решение. Запишем уравнения реакций:



Рассчитаем число моль водорода, выделяющихся по реакции (1):

$$n(\text{H}_2) = \frac{8\text{л}}{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}} = 0,357 \text{ моль}.$$

Находим количество (моль) магния по уравнению (1), если выделяется 0,357 моль водорода:

$$n(\text{Mg}) = n(\text{H}_2) = 0,357 \text{ моль}.$$

Рассчитаем массу магния в смеси:

$$m(\text{Mg}) = n(\text{Mg}) \cdot 24 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 0,357 \text{ моль} \cdot 24 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 8,57 \text{ г.}$$

Рассчитаем массу оксида магния в смеси:

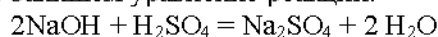
$$m(\text{MgO}) = 10 \text{ г} - 8,57 \text{ г} = 1,43 \text{ г.}$$

Рассчитаем массовую долю оксида магния в смеси:

$$\omega(\text{Mg}) = \frac{1,43}{10} = 0,143 \text{ или } 14,3\%$$

- 4.2.2. Сколько моль гидроксида натрия потребуется для нейтрализации раствора серной кислоты, содержащей 19,6?

Решение. Запишем уравнение реакции:



Рассчитаем число моль серной кислоты:

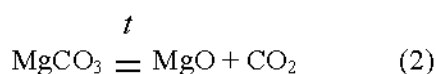
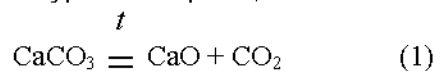
$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{19,6 \text{ г}}{98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,2 \text{ моль}$$

Рассчитаем число моль гидроксида натрия в реакции нейтрализации:

$$n(\text{NaOH}) = 2 n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,2 = 0,4 \text{ моль.}$$

- 4.2.3. При разложении 8,2 г смеси карбонатов кальция и магния выделилось 2,116 л газа (н.у.). Определите массовые доли (%) карбонатов в смеси.

Решение. Запишем уравнения реакций:



Пусть в исходной смеси содержалось x моль CaCO_3 и y моль MgCO_3 , тогда масса будет равна: $M(\text{CaCO}_3) = 100 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$, $M(\text{MgCO}_3) = 84 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$

$$100x + 84y = 8,2.$$

Рассчитаем число моль CO_2 , выделяющегося по реакции (1) и (2);

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = x$$

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{MgCO}_3) = y$$

$$x + y = \frac{2,116}{22,4} = 0,0945$$

Решаем систему уравнений, получим:

$$\begin{cases} 100x + 84y = 8,2 \\ x + y = 0,0945 \end{cases}$$

$$x = 0,0164; y = 0,0781$$

Рассчитаем массу солей:

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,0164 \cdot 100 = 1,64 \text{ г}$$

$$m(\text{MgCO}_3) = n(\text{MgCO}_3) \cdot M(\text{MgCO}_3) = 0,0783 \cdot 84 = 6,56 \text{ г.}$$

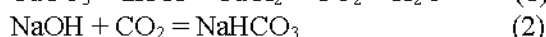
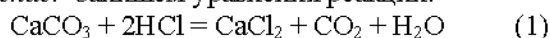
Рассчитаем массовые доли CaCO_3 и MgCO_3 :

$$\omega(\text{CaCO}_3) = \frac{1,64}{8,2} = 0,2 \text{ или } 20\%$$

$$\omega(\text{MgCO}_3) = \frac{6,56}{8,2} = 0,8 \text{ или } 80\%$$

- 4.2.4. Через раствор, содержащий 60 г гидроксида натрия, пропустили оксид углерода (IV), полученный при действии избытка хлороводородной кислоты на 200 г карбоната кальция, какая соль и в каком количестве образовалась?

Решение. Запишем уравнения реакций:



Рассчитаем количество вещества карбоната кальция ($M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$) и гидроксида натрия ($M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$):

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{200}{100} = 2 \text{ моль}, \quad n(\text{NaOH}) = \frac{60}{40} = 1,5 \text{ моль.}$$

По уравнению (1): $n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 2 \text{ моль}$. Сравнивая количества вещества CO_2 и NaOH , мы видим, что по уравнению (2) образуется 1,5 моль NaHCO_3 и остается в избытке $2 - 1,5 = 0,5$ моль CO_2 . Рассчитаем массу соли: $m(\text{NaHCO}_3) = n(\text{NaHCO}_3) \cdot M(\text{NaHCO}_3) = 1,5 \cdot 84 = 126 \text{ г}$

4.3. Упражнения и задачи для самостоятельной работы.

- 4.3.1. Напишите молекулярные и графические формулы оксидов лития, магния, алюминия, железа (III), углерода (II), фосфора (V), серы (VI), хлора (VII), азота (I). Укажите к какому типу оксидов они относятся.
- 4.3.2. Напишите формулы высших оксидов элементов, имеющих порядковые номера 16, 23, 72.
- 4.3.3. Напишите уравнения реакций получения оксидов нагреванием следующих веществ: Ca(OH)_2 , Cr(OH)_3 , MgCO_3 , $\text{Cu(NO}_3)_2$.

- Назовите полученные оксиды и напишите их графические формулы.
- 4.3.4. Как можно получить оксид магния и углекислый газ, используя вещества: FeCO_3 , CaCO_3 , MgCO_3 , K_2CO_3 , магний?
 - 4.3.5. Напишите уравнения реакций взаимодействия оксидов: Na_2O , BaO , N_2O_3 , P_2O_5 с водой. Укажите в каком случае образуются основания, а в каком кислоты.
 - 4.3.6. Какие оксиды: CO_2 , CaO , NO , Al_2O_3 , P_2O_3 , NO_2 , ZnO , MgO способны к солеобразованию с кислотами, с основаниями? Напишите уравнения соответствующих реакций.
 - 4.3.7. Напишите формулы оснований, которые соответствуют следующим оксидам: K_2O , BeO , CuO , Cr_2O_3 , Li_2O , CaO . Укажите какие из оснований растворимы, а какие нерастворимы в воде.
 - 4.3.8. Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксидов цинка, алюминия и хрома (III) с гидроксидом калия и с хлороводородной кислотой.
 - 4.3.9. Кусочек натрия брошен в воду, содержащую несколько капель фенолфталеина. Раствор из бесцветного превратился в малиновый. Напишите уравнение реакций.
 - 4.3.10. Имеются металлический литий, оксид лития и карбонат лития. Напишите уравнения реакций получения раствора гидроксида лития.
 - 4.3.11. С помощью каких реакций можно получить гидроксид магния, имея: а) сульфат магния, б) оксид магния, в) магний?
 - 4.3.12. Какие из указанных ниже веществ будут реагировать с гидроксидом натрия: HNO_3 , CaO , CO_2 , CuSO_4 , $\text{Cd}(\text{OH})_2$, P_2O_5 ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
 - 4.3.13. Дайте химические названия следующих кислот: HJ , H_2S , HCl , H_2SiO_3 , H_2CrO_4 . Напишите их графические формулы.
 - 4.3.14. Напишите формулы ангидридов следующих кислот: H_3PO_3 , H_2CrO_4 , HMnO_4 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 .
 - 4.3.15. В чем неточность следующего утверждения: «Кислота – это вещество, которое реагирует с основаниями с образованием солей». Какие вещества, помимо кислот, реагируют так же?
 - 4.3.16. Напишите формулы кислот, отвечающие следующим ангидридам: P_2O_3 , Cl_2O_7 , SeO_2 , N_2O_5 , SiO_2 , Br_2O .
 - 4.3.17. Даны следующие вещества: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, SO_2 , Li_2O , CoCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, H_3BO_3 . С какими из этих веществ будет реагировать

хлороводородная кислота? Напишите уравнения соответствующих реакций.

- 4.3.18. Составьте формулы всех возможных солей калия и ортофосфорной кислоты. Дайте названия солям и напишите графические формулы.
- 4.3.19. Составьте формулы всех возможных солей натрия и кислородных кислот хлора. Дайте названия солям и напишите графические формулы.
- 4.3.20. Составьте молекулярные и графические формулы средних, кислых и основных солей угольной H_2CO_3 и фосфорной H_3PO_4 кислот и металлов калия, кальция и алюминия. Дайте названия солям.
- 4.3.21. Составьте формулы средних, кислых солей угольной H_2CO_3 и мышьяковой H_3AsO_4 кислот и металлов калия и кальция. Дайте названия солям и напишите графические формулы.
- 4.3.22. Составьте формулы средних и основных солей кремниевой H_2SiO_3 и мышьяковой H_3AsO_4 кислот и металлов магния и алюминия. Дайте названия солям и напишите графические формулы.
- 4.3.23. Даны медь, гидроксид меди и хлорид меди. Как можно получить сульфат меди? Написать уравнения соответствующих реакций.
- 4.3.24. Составьте уравнения реакций между соответствующими кислотами и основаниями, приводящих к образованию следующих солей: $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, KHCO_3 , Na_2HPO_4 , Na_2S , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 4.3.25. Напишите уравнения реакций получения хлорида кальция действием: а) кислоты на металл, б) кислоты на основание, в) соли на соль.
- 4.3.26. Напишите уравнения реакций образования гидроксохлорида кальция и гидроксосульфата железа (III) при взаимодействии соответствующих кислот и оснований.
- 4.3.27. Как получить гидроксид железа из хлорида железа (III), фосфорную кислоту из фосфата кальция и хлорид меди из оксида меди (II)?
- 4.3.28. Напишите уравнения реакций образования кислых солей при взаимодействии кремниевой кислоты с гидроксидами натрия и кальция.
- 4.3.29. Сколько моль основания и кислоты вступило в реакцию при образовании дигидроксосульфата алюминия, гидросульфата алюминия, гидроксосульфата алюминия, сульфата алюминия?
- 4.3.30. Кислоту или основание следует добавить к кислой соли, к основной соли, чтобы получить среднюю соль?

- 4.3.31. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- а) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$
 - б) $\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$
 - в) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$
 - г) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$
 - д) $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}$
 - е) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$
 - ж) $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaCl}_2$
 - з) $\text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$
 - и) $\text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeCO}_3 \rightarrow \text{FeO}$
- 4.3.32. Имеются растворы сульфита натрия, карбоната натрия, силиката натрия. При помощи какого одного реактива можно распознать каждый из указанных растворов? Напишите уравнения реакций.
- 4.3.33. Приведите примеры образования соли: а) из двух простых веществ; б) из двух сложных веществ; в) из простого и сложного вещества.
- 4.3.34. Сульфид железа (II) обычно содержит в виде примеси железо. Какая примесь будет присутствовать в полученном из него сероводороде? Приведите уравнения реакций.
- 4.3.35. Приведите примеры реакций образования основания: а) из двух сложных веществ; б) из простого и сложного вещества. Приведите уравнения реакций.
- 4.3.36. Как из хлорида калия и других необходимых для этого веществ получить хлорид натрия? Приведите уравнения реакций.
- 4.3.37. Имеется смесь нитрата магния и нитрата бария. Какие вещества будут вступать в обменные реакции в одном растворе: а) с обеими солями, б) с одной из них? Напишите уравнения реакций.
- 4.3.38. Приведите уравнения реакций образования солей из двух газообразных веществ, из двух твердых веществ, из твердого и газообразного?
- 4.3.39. Как освободить карбонат натрия от небольшой примеси гидрокарбоната натрия? Приведите уравнение реакции.
- 4.3.40. Как с помощью химических реакций доказать, что данное вещество – хлорид аммония? Приведите уравнения реакций.
- 4.3.41. В одной пробирке находится раствор хлорида магния, а в другой – хлорида алюминия. С помощью какого одного реактива можно установить, в каких пробирках находятся эти соли?

- 4.3.42. Приведите три уравнения реакций, с помощью которых можно получить хлорид железа (III).
- 4.3.43. Напишите все возможные уравнения реакций, которые могут протекать попарно между перечисленными веществами: FeO , BaCO_3 , H_2SO_4 (конц.), Al_2O_3 .
- 4.3.44. Даны соли $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, K_2SO_4 . Какие из них разлагаются при прокаливании? Напишите уравнения реакций.
- 4.3.45. В трех пробирках находятся водные растворы хлорида калия, силиката натрия и хлорида хрома (III). С помощью каких реактивов можно распознать, где какое вещество находится? Напишите уравнения реакций.
- 4.3.46. Закончите уравнения следующих реакций:
 $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 $\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow$
 $\text{NaHS} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 $\text{KHSO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- Укажите условия протекания реакций.
- 4.3.47. Какой оксид образуется, если в реакции азота с кислородом объем реакционной смеси не изменяется?
- 4.3.48. При нагревании двухосновной кислоты, в котором элемент четырехвалентен, образуется 3 г его ангидрида (оксида). Какой это элемент?
- 4.3.49. Определите массу соли, образующейся при взаимодействии 60 г азотной кислоты с 0,5 моль гидроксида натрия.
- 4.3.50. Сколько грамм гидроксида бария потребуется для нейтрализации 1,5 моль серной кислоты.
- 4.3.51. Сколько л CO_2 образовалось при полном сгорании 5,6 л метана? Сколько кислорода вступило в реакцию? Какого состава образуется соль, если углекислый газ поглощен 114,7 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей 8% ($\rho = 1,090 \text{ г/см}^3$)?
- 4.3.52. При взаимодействии с кислотой 0,8 г некоторого двухвалентного металла выделилось 448 мл водорода (н.у.). Определите этот элемент.
- 4.3.53. К раствору, содержащему 5,6 г сульфата меди добавили раствор гидроксида натрия, взятый в избытке. При этом образовался осадок массой 3,06 г. Определите массовую долю выхода продукта реакции.

- 4.3.54. Сколько выделится воды при взаимодействии 7,6 г смеси оксидов калия, магния и хрома (III) с серной кислотой, если масса смеси полученных сульфатов равна 19,6 г?
- 4.3.55. При растворении в кислоте 5 г оксида кальция, содержащего 140 мл газа (н.у.). Определите массовую долю примеси в исходной навеске.
- 4.3.56. Один мл. раствора содержит 0,056 г гидроксида калия. Какой объем раствора КОН потребуется для нейтрализации 19,6 г серной кислоты?
- 4.3.57. На нейтрализацию какой щелочи массой 0,871 г израсходовано 0,535 г азотной кислоты?
- 4.3.58. Оксид какого элемента восстановлен алюминием, если масса взятого оксида равна 1,3 г, а масса полученного оксида алюминия равна 1,02 г?
- 4.3.59. Сколько г магния следует взять, чтобы получить такой же объем водорода, который был получен при взаимодействии 54 г алюминия с кислотой?
- 4.3.60. При действии на сплав железа с медью избытка хлороводородной кислоты выделилось 224 мл газа (н.у.). Вычислите массу сплава, если известно, что железа в нем содержалось 20% по массе.
- 4.3.61. Молярное соотношение карбоната кальция, гидрокарбоната кальция и нитрата кальция в смеси массой 100 г равно 1:2:3 (в порядке перечисления). Какой объем при 1200⁰С и нормальном давлении займут газообразные продукты разложения этой смеси?
- 4.3.62. Смесь цинка и нитрата цинка прокалили на воздухе, масса смеси при этом не изменилась. Определите массовые доли компонентов в исходной смеси.
- 4.3.63. Смесь сульфида натрия, сульфата натрия и хлорида натрия массой 20 г растворили в воде. К половине полученного раствора добавили избыток раствора сульфата меди (II); при этом образовался осадок массой 4,8 г. При добавлении к другой половине раствора избытка хлорида бария образовался осадок массой 4,66 г. Определите массовые доли солей в исходной смеси.
- 4.3.64. Установите природу металла, если при прокаливании 7,38 г его карбоната образуется оксид, который растворим в воде, а при действии на него избытка серной кислоты образуется 9,18 г осадка.
- 4.3.65. Смесь оксидов бария и кальция массой 2,09 г растворили в воде, в полученный раствор пропустили углекислый газ до прекращения

выпадения осадка. Масса высушенного осадка равна 2,97 г. Определите массовые доли оксидов в смеси.

5. Растворы и реакции в водных растворах.

5.1. Вопросы

- 5.1.1. Что называется раствором, растворителем, растворенным веществом?
- 5.1.2. Какие типы растворов вам известны?
- 5.1.3. Приведите примеры газообразных, жидких и твердых растворов.
- 5.1.4. Какой растворитель является наиболее распространенным?
- 5.1.5. В каком виде растворенное вещество находится в растворе?
- 5.1.6. Как объяснить процесс растворения с точки зрения молекулярно-кинетической теории?
- 5.1.7. Как можно ускорить процесс растворения?
- 5.1.8. Почему для быстрого растворения необходимо энергичное помешивание раствора?
- 5.1.9. Что называется растворимостью или коэффициентом растворимости?
- 5.1.10. Можно ли считать, что объем раствора равен сумме объемов растворителя и растворяемого вещества?
- 5.1.11. Приведите примеры двух жидкостей, которые имеют ограниченную растворимость друг в друге.
- 5.1.12. Приведите примеры практически нерастворимых в воде веществ.
- 5.1.13. Одинакова ли растворимость различных веществ в воде?
- 5.1.14. От чего зависит растворимость веществ?
- 5.1.15. Как влияет нагревание на растворимость твердых веществ, газов? Приведите примеры.
- 5.1.16. Как зависит растворимость газов от давления?
- 5.1.17. Почему о начале кипения воды при ее нагревании судят по обильному выделению пузырьков (чего?), поднимающихся со дна нагреваемого сосуда?
- 5.1.18. Является ли процесс растворения равновесным?
- 5.1.19. Какие растворы называются насыщенными, ненасыщенными?
- 5.1.20. Как называется раствор, в котором при данной температуре установилось динамическое равновесие между твердой фазой (растворенное вещество) и жидкой фазой (раствором)?
- 5.1.21. Какие растворы называются пересыщенными?
- 5.1.22. Как можно получить пересыщенный раствор?

- 5.1.23. Какие растворы (насыщенные или пересыщенные) являются неустойчивыми и почему?
- 5.1.24. По какому признаку можно определить, что раствор насыщен, пересыщен?
- 5.1.25. Что произойдет с ненасыщенным раствором, с насыщенным раствором и с пересыщенным раствором при внесении в каждый из них еще нескольких кристаллов растворимого вещества?
- 5.1.26. Какие растворы называются разбавленными, концентрированными?
- 5.1.27. Есть ли разница в понятиях насыщенный и концентрированный раствор?
- 5.1.28. Можно ли назвать насыщенные растворы хлорида серебра, сульфата бария концентрированными?
- 5.1.29. Могут ли насыщенные растворы быть разбавленными?
- 5.1.30. Могут ли концентрированные растворы быть ненасыщенными?
- 5.1.31. В трех стаканах содержатся прозрачные растворы сульфата меди: ненасыщенный, насыщенный и пересыщенный. Как доказать, какой раствор при данной температуре находится в каждом стакане?
- 5.1.32. Какими двумя различными способами можно сделать а) насыщенный раствор твердого вещества ненасыщенным, б) ненасыщенный его раствор насыщенным?
- 5.1.33. Каковы способы выражения концентрации растворов?
- 5.1.34. Что понимают под массовой долей растворенного вещества?
- 5.1.35. Что называется молярной концентрацией раствора?
- 5.1.36. Как рассчитать молярную концентрацию раствора, если известна массовая доля растворенного вещества?
- 5.1.37. Что такое плотность раствора? Одинакова ли плотность растворов различной концентрации?
- 5.1.38. Какие явления сопровождают растворение?
- 5.1.39. Кем был установлен тот факт, что процесс растворения сопровождается тепловым эффектом?
- 5.1.40. При растворении в воде сульфата натрия и сульфата меди (безводных) наблюдается повышение температуры раствора, а растворение их кристаллогидратов ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) и многих других веществ (NH_4NO_3 , NH_4Cl , NaNO_3) сопровождаются понижением температуры. Чем объясняются эти явления?

- 5.1.41. С какими явлениями связаны тепловые эффекты при растворении?
- 5.1.42. Что представляют собой сольваты (гидраты)?
- 5.1.43. Что называется сольватацией (гидратацией)?
- 5.1.44. Какими силами обусловлена сольватация?
- 5.1.45. Кем было выдвинуто и развито представление о гидратации?
- 5.1.46. Постоянно ли число молекул растворителя, связанных с молекулой растворенного вещества?
- 5.1.47. Что называется кристаллогидратом?
- 5.1.48. Что называется кристаллизацией?
- 5.1.49. Что такое кристаллизационная вода?
- 5.1.50. Как протекает процесс растворения твердого вещества в воде?
- 5.1.51. Каким образом происходит дробление растворяемого вещества до молекулярных размеров?
- 5.1.52. Изменяются ли свойства растворенного вещества и растворителя в результате образования раствора?
- 5.1.53. Постоянен ли состав растворов?
- 5.1.54. В чем сходство и различие между растворами и химическими соединениями?
- 5.1.55. В чем сходство и различие между растворами и механическими смесями?
- 5.1.56. В чем заключается физическая теория растворов?
- 5.1.57. В чем заключается химическая теория растворов?
- 5.1.58. В чем заключается сущность физико-химической теории растворов?
- 5.1.59. Что называется электролитами? Сущность теории электролитической диссоциации Аррениуса. Роль растворителя в электролитической диссоциации и сольватации ионов.
- 5.1.60. В чем отличие между сильными и слабыми электролитами? Что называется степенью диссоциации? От каких факторов она зависит?
- 5.1.61. Что называется константой диссоциации? Какая существует связь между степенью диссоциации и константой диссоциации. От каких факторов зависит константа диссоциации?
- 5.1.62. Что называется ионным произведением воды, водородным и гидроксильным показателями?
- 5.1.63. Какой процесс называется гидролизом? Приведите различные случаи действия воды на соли.

- 5.1.64. Что называется степенью гидролиза? Как изменяется степень гидролиза с разбавлением, с температурой?
- 5.1.65. Как влияют основные характеристики ионов (заряд, радиус, строение электронной оболочки, поляризующая способность) на склонность к гидролизу?
- 5.1.66. Как объяснить процесс гидролиза с точки зрения закона действующих масс? В каких случаях процесс гидролиза обратим и в каких случаях доходит практически до конца?

5.2. Примеры решения типовых задач.

- 5.2.1. Какие массы воды и соли необходимо взять для приготовления 200 г раствора с массовой долей нитрата калия, равной 2,5%?

Решение. Используя формулу: $\omega(KNO_3) = \frac{m(KNO_3)}{m(раствора)}$,

определяем массу соли: $m(KNO_3) = \omega(KNO_3) \cdot m(раствора) = 0,025 \cdot 200 = 5 \text{ г.}$

Находим массу воды, необходимую для приготовления раствора: $m(H_2O) = m(раствора) - m(KNO_3) = 200 - 5 = 195 \text{ г.}$

- 5.2.2. При выпаривании водного раствора хлорида аммония массой 50 г было получено 5 г этой соли. Вычислите массовую долю (%) соли в исходном растворе.

$$\omega(NH_4Cl) = \frac{m(NH_4Cl)}{m(раствора)} \cdot 100\% = \frac{5}{50} \cdot 100\% = 10\%$$

Решение. Массовую долю соли в растворе находим по формуле:

- 5.2.3. Сколько г воды необходимо прибавить к 100 мл раствора серной кислоты с массовой долей $\omega_1=20\%$ ($\rho=1,140 \text{ г/см}^3$), чтобы получить раствор с массовой долей 5%?

Решение. Находим массу исходного раствора (m_1):

$$m_1 = V \cdot \rho = 100 \cdot 1,140 = 114 \text{ г.}$$

Находим массу (m_2) раствора с $\omega_2=5\%$, выразив ее из формулы:

$$m_1 \cdot \omega_1 = m_2 \cdot \omega_2$$

$$m_2 = \frac{m_1 \cdot \omega_1}{\omega_2} = \frac{114 \cdot 20}{5} = 456 \text{ г.}$$

Вычислим массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_2 - m_1 = 456 - 114 = 342 \text{ г.}$$

- 5.2.4. Какова молярная концентрация раствора, в 800 мл которого содержится 12,55 г H_2SO_4 ?

Решение. Находим молярную концентрацию серной кислоты ($M = 98 \text{ г/моль}$) по формуле:

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{раствора})} = \frac{12,55}{98 \cdot 0,8} = 0,16 \text{ моль / л}$$

- 5.2.5. Какова молярная концентрация раствора хлороводородной кислоты с массовой долей 36,5%, плотность которого равна $1,180 \text{ г/см}^3$?

Решение. Пусть объем исходного раствора будет 1 л, тогда его масса (г) равна:

$$m(\text{раствора HCl}) = V(\text{раствора}) \cdot \rho(\text{раствора}) = 1000 \cdot 1,180 = 1180 \text{ г.}$$

Рассчитаем, сколько граммов кислоты содержит этот раствор. Для этого составим и решим пропорцию:

$$\begin{array}{l} 36,5 \text{ г HCl} \text{ — } 100 \text{ г. раствора} \\ x \text{ г} \text{ — } 1180 \text{ г. раствора} \\ x = 430,7 \text{ г.} \end{array}$$

Зная, что 1 моль HCl весит 36,5 г. ($M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$), находим, сколько молей HCl составляют 430,7 г.:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{430,7}{36,5} = 11,8 \text{ моль}$$

- 5.2.6. Смешали 25 г раствора сахарозы с массовой долей 10% и 75 г раствора сахарозы с массовой долей 15%. Вычислите массовую долю сахарозы в новом растворе.

Решение. Находим массу сахарозы в первом растворе по формуле: $m_1(\text{сахарозы}) = \omega_1 \cdot m_1(\text{раствора}) = 0,1 \cdot 25 = 2,5 \text{ г.}$

Находим массу сахарозы во втором растворе:

$$m_2(\text{сахарозы}) = \omega_2 \cdot m_2(\text{раствора}) = 0,15 \cdot 75 = 11,25 \text{ г.}$$

Рассчитаем общую массу сахарозы в полученном растворе:

$$m(\text{сахарозы}) = m_1(\text{сахароза}) + m_2(\text{сахароза}) = 2,5 + 11,25 = 13,75 \text{ г.}$$

Рассчитаем общую массу раствора:

$m(\text{раствора}) = m_1(\text{раствора}) + m_2(\text{раствора}) = 25 + 75 = 100 \text{ г.}$
 Находим массовую долю сахарозы в новом растворе:

$$\omega = \frac{13,75}{100} \cdot 100\% = 13,75\%$$

- 5.2.7. Имеется 2 М раствор сульфата меди. Как приготовить из него 1 л 0,25 М раствора?

Решение. По формуле $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$ находим объем (V_1) 2 М раствора:

$$V_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{C_1} = \frac{0,25 \cdot 1}{2} = 0,125 \text{ л}$$

Объем воды находим по разности:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_2 - V_1$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 1 - 0,125 = 0,875 \text{ л}$$

Следовательно, необходимо взять 875 мл воды и 125 мл 2 М раствора.

- 5.2.8. Коэффициент растворимости хлорида аммония при температуре 15°C равен 35 г. Определите массовую долю хлорида аммония в насыщенном при 15°C растворе.

Решение. Коэффициент растворимости показывает, что при температуре 15°C в воде массой 100 г растворяется хлорид аммония массой 35 г. Тогда масса раствора будет равна:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 100 + 35 = 135 \text{ г}$$

Определяем массовую долю хлорида аммония:

$$\omega(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{m(\text{NH}_4\text{Cl})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\% = \frac{35}{135} \cdot 100\% = 25,9\%$$

- 5.2.9. Растворимость некоторой соли при 100°C составляет 60 г, а при 0°C – 10 г на 100 г воды. Сколько граммов соли выпадет в осадок из 60 г насыщенного раствора при охлаждении его до 0°C ?

Решение. Находим массы растворов при 100 и 0°C с учетом растворимости соли:

$$m(\text{раствора при } 100^\circ\text{C}) = 100 + 60 = 160 \text{ г}$$

$$m(\text{раствора при } 0^\circ\text{C}) = 100 + 10 = 110 \text{ г}$$

Из 160 г раствора при охлаждении выпадает 50 г. соли:

$$160 - 110 = 50 \text{ г.}$$

Рассчитаем массу соли, которая выпадает при охлаждении из 60 г насыщенного раствора:

$$\begin{array}{rcl} 50 \text{ г.} & \text{—} & 160 \text{ г} \\ m(\text{соли}) & \text{—} & 60 \text{ г} \\ m(\text{соли}) = \frac{50 \cdot 60}{160} & = & 18,75 \text{ г.} \end{array}$$

- 5.2.10. Вычислите pH раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г NaOH. Диссоциацию щелочи считать полной.

Решение. Рассчитаем молярную концентрацию щелочи ($M=40$ г/моль):

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= 0,1/40 = 0,0025 \text{ моль} \\ C(\text{NaOH}) &= C(\text{OH}^-) = n/V = 0,0025 \text{ моль/л} \end{aligned}$$

Рассчитаем концентрацию ионов H^+ (моль/л) с использованием величины ионного произведения воды (K_w):

$$C(\text{H}^+) = \frac{K_w}{C(\text{OH}^-)} = \frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 4 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$$

Определим pH раствора:

$$\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+) = -\lg(4 \cdot 10^{-12}) = -(\lg 4 + \lg 10^{-12}) = 12 - 0,6 = 11,4$$

- 5.2.11. Вычислите pH 0,2М раствора сернистой кислоты, приняв степень диссоциации (α) кислоты равной 28% и учитывая лишь первую стадию диссоциации.

Решение. Рассчитаем концентрацию ионов водорода в 0,2М растворе сернистой кислоты:

$$C(\text{H}^+) = \alpha \cdot C(\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,28 \cdot 0,2 = 5,6 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Определим pH раствора:

$$\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+) = -\lg(5,6 \cdot 10^{-2}) = -(\lg 5,6 + \lg 10^{-2}) = 2 - 0,75 = 1,25$$

- 5.2.12. Вычислите степень диссоциации (α) и концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе уксусной кислоты. $K_d = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение. Рассчитаем степень диссоциации кислоты по формуле $K_d = \alpha^2 \cdot C$;

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}} = \sqrt{\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 1,32 \cdot 10^{-2}$$

Определим концентрацию ионов водорода по уравнению:

$$C(\text{H}^+) = \alpha \cdot C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,32 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}.$$

5.3. Упражнения и задачи для самостоятельного решения.

- 5.3.1. Вычислите растворимость хлорида аммония а) на 100 г воды; б) на 100 г раствора; в) на 1 л воды, если при 50°C в 300 г насыщенного раствора содержится 100 г соли.
- 5.3.2. Определите коэффициент растворимости (K_s) хлората калия (KClO_3) при 70°C , если насыщенный при данной температуре раствор содержит 23,2% соли (по массе).
- 5.3.3. Коэффициент растворимости (K_s) карбоната кальция при 20°C равен 0,01 г/л. Какой объем воды потребуется для растворения 2 г CaCO_3 .
- 5.3.4. Массовая доля сульфата калия в насыщенном растворе при 10°C равна 8,44%. Сколько K_2SO_4 растворится в 100 г H_2O ?
- 5.3.5. Определите массовую долю в процентах иодида калия в насыщенном растворе при 20°C , если коэффициент растворимости иодида калия 1400 г/л.
- 5.3.6. Какую массу сульфата меди можно растворить в 500 г воды при 60°C , если в 100 г раствора при этой температуре растворяется 28,1 г CuSO_4 ?
- 5.3.7. Какая масса сульфата калия содержится в 2 кг насыщенного при 20°C раствора, если при этой температуре в 100 г раствора содержится 9,9 г K_2SO_4 ?
- 5.3.8. Сколько г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) и воды нужно взять для приготовления 500 г раствора сульфата меди, насыщенного при 50°C , если при этой температуре массовая доля CuSO_4 в растворе составляет 25,1%?
- 5.3.9. Растворимость дихромата калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) при 80°C равна 41,2 г, а при 20°C – 10,7 г на 100 г раствора. Сколько соли выделится из 30 г насыщенного при 80°C и охлажденного до 20°C ?
- 5.3.10. Растворимость тетрабората натрия ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) при 80°C составляет 24,3 г, а при 20°C – 2,5 г на 100 г воды. Сколько г соли $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ выпадет в осадок при охлаждении 120 г насыщенного раствора от 80°C до 20°C ?
- 5.3.11. Растворимость бромида бария при 40°C составляет 106,22 г, а при 0°C – 90,5 г на 100 г воды. Какая масса кристаллогидрата $\text{BaBr}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ выпадет в осадок при охлаждении от 40°C до 0°C 100 г раствора?

- 5.3.12. Какова масса кристаллов $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, полученных при охлаждении 400 г раствора от 90°C до 20°C , если массовая доля раствора при 90°C – 41,7%, а при 20°C – 35,3%?
- 5.3.13. Сколько раствора CuSO_4 , было приготовлено при 70°C , если при охлаждении его до 0°C образовалось 150 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$? Растворимость CuSO_4 в 100 г воды составляет 31,4 г при 70°C , и 12,9 г при 0°C .
- 5.3.14. Раствор, насыщенный при 80°C имеет массу 310 г. Масса воды в этом растворе на 90 г больше массы соли. Сколько грамм соли выделится из этого раствора, если охладить до 0°C ? В 100 г воды при 80°C растворяется 55 г соли, а при 0°C – 14,3 г.
- 5.3.15. В 450 г воды растворили 50 г сульфата натрия. Какова массовая доля соли в полученном растворе?
- 5.3.16. Сколько граммов раствора с массовой долей 0,25 можно приготовить из 500 г хлорида алюминия?
- 5.3.17. Сколько граммов сахара и воды надо взять для приготовления 250 г раствора с массовой долей 2,5%?
- 5.3.18. Сколько граммов азота содержится в 200 г раствора азотной кислоты с массовой долей 65%?
- 5.3.19. Чему равна масса серной кислоты в 1 л раствора H_2SO_4 с массовой долей 96% ($\rho = 1,840 \text{ г/см}^3$)?
- 5.3.20. Как приготовить 50 г раствора хлорида натрия с массовой долей 10%?
- 5.3.21. Сколько моль гидроксида калия содержится в 514 мл раствора с массовой долей 10% ($1,090 \text{ г/см}^3$)?
- 5.3.22. К 120 г раствора с массовой долей 15% прибавили 80 мл воды. Какова массовая доля вещества в полученном растворе?
- 5.3.23. Каково соотношение между числом моль растворенного вещества и растворителя в растворе фосфорной кислоты с массовой долей 10%?
- 5.3.24. Определите массовую долю растворенного вещества, если 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ растворили в 295 мл воды.
- 5.3.25. Сколько граммов медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) надо добавить к 150 мл воды, чтобы получить раствор с массовой долей 5% в расчете на безводную соль?
- 5.3.26. Сколько граммов медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) следует взять для приготовления 5 л раствора с массовой долей 8% ($\rho = 1,084 \text{ г/см}^3$) рассчитанного на безводную соль?

- 5.3.27. Какова массовая доля раствора сульфата натрия, полученного при растворении 10 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в 100 г раствора сульфата натрия с массовой долей 10%?
- 5.3.28. Сколько граммов раствора Na_2SO_4 с массовой долей 5% и его кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления 50 г раствора сульфата натрия с массовой долей 40%?
- 5.3.29. До какого объема разбавить 500 мл раствора хлорида натрия с массовой долей 20% ($\rho = 1,152 \text{ г/см}^3$), чтобы получить раствор с массовой долей 4,5% ($\rho = 1,029 \text{ г/см}^3$)?
- 5.3.30. Определите массовую долю раствора, полученного растворением 22,4 л аммиака (н.у.) в 153 мл воды.
- 5.3.31. Определите массовую долю раствора, полученного растворением 224 объемов хлороводорода в одном объеме воды.
- 5.3.32. Сколько литров хлороводорода содержится в трех литрах раствора хлороводородной кислоты с массовой долей 10% ($\rho = 1,050 \text{ г/см}^3$)?
- 5.3.33. Какова массовая доля аммиака в растворе полученном при растворении 11,2 л NH_3 (н.у.) в 250 мл водного раствора аммиака с массовой долей 20% ($\rho = 0,910 \text{ г/см}^3$)?
- 5.3.34. При упаривании 36,168 л раствора гидроксида натрия с массовой долей 0,28 ($\rho = 1,310 \text{ г/см}^3$) получено 35 кг раствора. Какова массовая доля гидроксида натрия в полученном растворе?
- 5.3.35. Какова массовая доля серной кислоты в растворе, полученном при растворении 80 г серного ангидрида в 116 мл воды?
- 5.3.36. Сколько граммов серного ангидрида надо растворить в 100 г раствора серной кислоты с массовой долей 95,5% для получения раствора олеума с $\omega = 20\%$?
- 5.3.37. Сколько граммов оксида серы (VI) и раствора серной кислоты с массовой долей 49% необходимо взять для приготовления 300 г раствора серной кислоты с массовой долей 83,3%?
- 5.3.38. Вычислите массовую долю раствора фосфорной кислоты, полученного при растворении 71 г фосфорного ангидрида в 600 мл раствора H_3PO_4 с массовой долей 85% ($\rho = 1,700 \text{ г/см}^3$).
- 5.3.39. Какова массовая доля гидроксида кальция в растворе, полученном при растворении 1 г оксида кальция в 100 г воды?
- 5.3.40. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в растворе, полученном при растворении 10 г натрия в 100 г воды.

- 5.3.41. Какой объем раствора гидроксида калия с массовой долей 50% ($\rho=1,538 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 3 л раствора с массовой долей 6% ($\rho=1,048 \text{ г/см}^3$)?
- 5.3.42. Сколько воды надо прибавить к 100 мл раствора азотной кислоты с массовой долей 40% ($\rho=1,307 \text{ г/см}^3$) для приготовления раствора с массовой долей 15%?
- 5.3.43. Сколько воды и раствора нитрата калия с массовой долей 48% потребуется для приготовления 12 кг раствора с массовой долей 6%?
- 5.3.44. К 10 кг раствора с массовой долей 0,6 добавили раствор той же соли с массовой долей 0,15 и получили раствор с массовой долей 0,4. Какую массу раствора (с $\omega=15\%$) израсходовали?
- 5.3.45. К 2 л раствора гидроксида калия ($\omega=10\%$, $\rho=1090 \text{ кг/м}^3$) прибавили 1 л раствора гидроксида калия ($\omega=20\%$, $\rho=1190 \text{ кг/м}^3$). Определите массовую долю KOH в полученном растворе.
- 5.3.46. Определите массовую долю серной кислоты в растворе, если к 50 мл воды добавлено 50 мл раствора серной кислоты с массовой долей 96% ($\rho=1,84 \text{ г/см}^3$).
- 5.3.47. Сколько металлического натрия необходимо взять для получения 2,5 кг раствора гидроксида натрия с массовой долей 8%?
- 5.3.48. Сколько граммов бария надо взять, имея 1 л воды, чтобы получить раствор гидроксида бария с массовой долей 4,93%?
- 5.3.49. Какова массовая доля вещества в растворе, полученного растворением в 100 мл раствора гидроксида натрия ($\omega=25\%$, $\rho=1,28 \text{ г/см}^3$) всего оксида, полученного при сжигании 12,4 г фосфора в избытке кислорода?
- 5.3.50. Для нейтрализации 196 г раствора серной кислоты потребовалось 8 г гидроксида натрия. Вычислите массовую долю H_2SO_4 в растворе.
- 5.3.51. Какой объем раствора хлороводородной кислоты ($\omega=10\%$, $\rho=1,05 \text{ г/см}^3$) надо взять для нейтрализации 40 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 12%?
- 5.3.52. Какова массовая доля хлороводородной кислоты в растворе, если на нейтрализацию 150 г раствора кислоты расходуется 15,9 г кальцинированной соды (Na_2CO_3)?
- 5.3.53. К 18,52 мл раствора фосфорной кислоты с массовой долей 14,7% ($\rho=1,081 \text{ г/см}^3$) прибавили 38,12 мл раствора гидроксида калия с массовой долей 5,6% ($\rho=1,045 \text{ г/см}^3$). Определите массовую долю соединений в полученном растворе.

- 5.3.54. В замкнутом сосуде смешали 0,28 л хлора с двумя газами, полученными: первый – при полном разложении 32,55 г оксида ртути, второй – при взаимодействии 3,9 г магния с разбавленной серной кислотой. Газовую смесь взорвали. Определите массовую долю образовавшейся кислоты.
- 5.3.55. Вычислите молярность раствора азотной кислоты с массовой долей 28% ($\rho=1,17 \text{ г/см}^3$)
- 5.3.56. Вычислите массовую долю хлороводородной кислоты в 7 М в растворе кислоты ($\rho=1,10 \text{ г/см}^3$).
- 5.3.57. Сколько граммов гидроксида натрия содержится в 50 мл 0,1 М раствора?
- 5.3.58. Сколько граммов сульфата калия воды надо взять для приготовления 0,25 л 0,1 М раствора?
- 5.3.59. Какой объем 0,3 М раствора можно получить, исходя из 34,2 г сульфата алюминия?
- 5.3.60. В 2 л раствора содержится 12,6 г HNO_3 . Вычислите молярную концентрацию раствора?
- 5.3.61. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 80% ($\rho=1,720 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 500 мл 2 М раствора?
- 5.3.62. Смешали 100 мл раствора H_2SO_4 с массовой долей 50% ($\rho=1,400 \text{ г/см}^3$) и 100 мл раствора той же кислоты с массовой долей 10% ($\rho=1,070 \text{ г/см}^3$) и добавили воды до 3 л. Определите молярность полученного раствора.
- 5.3.63. К 50 мл раствора, содержащего 20 г гидроксида натрия, прибавили 50 мл раствора, содержащего 10 г гидроксида натрия, а затем полученный раствор разбавили водой до 0,5 л. Вычислите молярность исходных и полученного растворов.
- 5.3.64. До какого объема надо разбавить 30 мл раствора хлорида меди (II) с массовой долей 20% ($\rho=1,290 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 0,5 М раствора?
- 5.3.65. Упарили наполовину по объему 4 л раствора хлорида натрия с массовой долей 10% ($\rho=1,070 \text{ г/см}^3$). Определите молярную концентрацию раствора.
- 5.3.66. Смешали 700 мл 3 М раствора и 1,5 л раствора гидроксида калия с массовой долей 12% ($\rho=1,100 \text{ г/см}^3$). Вычислите молярность полученного раствора.
- 5.3.67. К 800 мл 1,2 М раствора карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ прибавили 150 мл 0,25 М раствора хлорида кальция.

- Образовавшийся осадок отфильтровали. Определите молярную концентрацию соли в полученном растворе.
- 5.3.68. Какова молярная концентрация раствора хлорида бария, если 200 мл его полностью осаждают сульфат-ион (SO_4^{2-}) из раствора, содержащего 20 г сульфата натрия?
- 5.3.69. К 75 мл 1 М раствора хлорида бария ($\rho = 1,050 \text{ г/см}^3$) прилили 1120 мл раствора сульфата меди с массовой долей 20% ($\rho = 1,250 \text{ г/см}^3$). Выпавший осадок отфильтровали. Определите количественный состав полученного раствора.
- 5.3.70. К 100 мл раствора хлорида кальция с массовой долей 9,5% ($\rho = 1,050 \text{ г/см}^3$) прибавили 200 мл 1 М раствора карбоната натрия ($\rho = 1,100 \text{ г/см}^3$). Определите массовые доли соединений, содержащихся в растворе после отделения осадка.
- 5.3.71. Имеются растворы, содержащие 18,9 г азотной кислоты (раствор А) и 3,2 г гидроксида калия (раствор В). Объемы растворов равны 1 л. В каком объемном соотношении надо смешать растворы А и В, чтобы полученный после смешения раствор был нейтральным?
- 5.3.72. Среди ниже приведенных реакций укажите те, которые являются реакциями гидролиза:
- 1) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; 2) $\text{Ca}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; 3) $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
 - 4) $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; 5) $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
- 5.3.73. Какие из приведенных ниже солей подвергаются гидролизу: KNO_3 , Na_2SO_4 , CuCl_2 , K_2S , KBr , Na_2CO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, BaCl_2 . Для солей, подвергающихся гидролизу, составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза.
- 5.3.74. 5,4 г алюминия сплавляли с серой, полученный продукт подвергли полному гидролизу. Продукт гидролиза прокалили и растворили в соляной кислоте. Рассчитайте массу соли $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, которая может быть выделена из полученного раствора.
- 5.3.75. Некоторое количество пентахлорида фосфора растворено в избытке воды. На нейтрализацию полученного раствора затрачено 200 мл раствора щелочи с массовой долей 10% ($\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$). Определите массу PCl_5 , растворенного в воде.
- 5.3.76. Добавление каких веществ усилит, или ослабит гидролиз Na_2CO_3 : NaOH , AlCl_3 , Zn , Na_2CO_3 , H_2O ?
- 5.3.77. В растворе какой соли: NaCl , Na_2SO_3 , CuCl_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ среда щелочная?

- 5.3.78. В растворе какой соли: Na_2SO_4 , KCl , CaSO_4 , ZnCl_2 самая высокая концентрация ионов H^+ ?
- 5.3.79. Какую реакцию среды имеют растворы K_2CO_3 , Na_3PO_4 ? Как окрасится лакмус в растворах этих солей?
- 5.3.80. Раствор какой соли имеет нейтральную реакцию: NH_4Cl , CH_3COONa , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, NaCl , KNO_3 ?
- 5.3.81. Какая из солей гидролизуеться в большей, а какая в меньшей степени: Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , CH_3COONa , NaCN ?
- 5.3.82. Расположите ниже перечисленные вещества в порядке возрастания pH растворов равной концентрации: NH_4Cl , NaF , NaCN , NaNO_3 , CH_3COONa .
- 5.3.83. В каком случае окраска фенолфталеина будет более интенсивной: при охлаждении или при нагревании раствора CH_3COONa ?
- 5.3.84. Добавление каких веществ усиливает гидролиз хлорида алюминия: а) H_2SO_4 ; б) ZnCl_2 ; в) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; г) Zn .
- 5.3.85. Укажите водные растворы каких веществ: Na_3PO_4 , NaHSO_3 , MgBr_2 , CrCl_3 , KNO_3 , имеют а) кислую реакцию; б) щелочную реакцию. Для солей, подвергающихся гидролизу составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза.
- 5.3.86. При смешивании растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S в осадок выпадает $\text{Al}(\text{OH})_3$. Объясните причину и приведите соответствующие уравнения реакций.
- 5.3.87. Какая из двух солей сильнее гидролизуеться: Na_2S или Al_2S_3 ? Почему?
- 5.3.88. Какую реакцию среды должны иметь растворы следующих солей: NH_4CN , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, K_2CO_3 , ZnSO_4 , Li_2S . Ответ подтвердите соответствующими молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.
- 5.3.89. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из ионно-молекулярных уравнений:
- $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{AlOH})^{2+} + \text{H}^+$
 - $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{HS}^-$
 - $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{HCN}$
 - $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CuOH})^+ + \text{H}^+$

- 5.3.90. Как объяснить, что раствор гидрокарбоната натрия имеет слабощелочную, раствор гидросульфата натрия – слабокислую среду?
- 5.3.91. Почему водные растворы сульфида и гидросульфида натрия имеют разные значения pH?
- 5.3.92. Вычислите pH раствора, содержащего 0,002 моль HCl в 1000 мл раствора.
- 5.3.93. Определите концентрации ионов H^+ и OH^- в растворах, водородный показатель которых равен 3,2; 6,5; 11,4.
- 5.3.94. Вычислите pH раствора азотной кислоты ($\omega = 0,05\%$). Плотность раствора и степень диссоциации HNO_3 считать равными единице.
- 5.3.95. Раствор содержит в 500 г воды 0,025 моль сульфата натрия и 0,03 моль гидроксида натрия. Определите водородный показатель этого раствора.
- 5.3.96. Рассчитайте молярную концентрацию раствора уксусной кислоты CH_3COOH , pH которого равен 3, $K_d = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
- 5.3.97. Определите значение pH раствора, содержащего в 1 л 0,046 г муравьиной кислоты ($HCOOH$), $K_d = 1,77 \cdot 10^{-4}$.
- 5.3.98. Укажите набор веществ, в котором все соединения являются сильными электролитами:
- KCl, $CaSO_4$, HNO_2 , $NH_3 \cdot H_2O$
 - KNO_3 , CH_3COOH , CH_3COONa , $AlCl_3$
 - $AlCl_3$, HCl, NH_4Cl , CH_3COONa
 - HCl, KCl, CH_3COOH , NH_4Cl .
- 5.3.99. Укажите набор веществ, в котором все соединения являются слабыми электролитами:
- $Al(OH)_3$, $NH_3 \cdot H_2O$, $FeCl_3$
 - $NH_3 \cdot H_2O$, CH_3COOH , HF
 - $CaSO_4$, $AlCl_3$, CH_3COOH
 - H_2S , $NH_3 \cdot H_2O$, H_2CO_3 .
- 5.3.100. Напишите уравнения электролитической диссоциации в водном растворе следующих веществ: гидроксида лития, нитрата меди, сульфата железа (III), фосфорной кислоты, сернистой кислоты. В каких случаях диссоциация происходит ступенчато?
- 5.3.101. В каждой из следующих пар определите соединение с большей легкостью отщепляющее ионы OH^- в водном растворе: NaOH и CsOH; $Ba(OH)_2$ и RbOH; $CO(OH)_2$ и $SiO(OH)_2$; ClO_3OH и $SO_2(OH)_2$.

- 5.3.102.Какая из кислот неметаллов У1 группы периодической системы самая сильная и какая самая слабая: H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_6TeO_6 ?
- 5.3.103.В каких случаях кислоты вступают в реакции обмена с солями? Чем объяснить, что реакция
- $$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$$
- в водных растворах смещена практически вправо; при сплавлении же твердого карбоната натрия с кремниевой кислотой равновесие реакции смещено в сторону образования силиката натрия?
- 5.3.104.Напишите уравнения диссоциации $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, в качестве а) основания и б) кислоты.
- 5.3.105.Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду соединений: $\text{Cr}(\text{OH})_2 - \text{Cr}(\text{OH})_3 - \text{H}_2\text{CrO}_4$?
- 5.3.106.Как влияет на степень электролитической диссоциации уксусной кислоты введение в раствор ионов H^+ , CH_3COO^- , разбавление раствора, увеличение температуры?
- 5.3.107.Почему при добавлении CH_3COONa в пробирку, где цинк реагирует с соляной кислотой, выделение водорода замедляется?
- 5.3.108.При электролитической диссоциации какого из веществ: KCl , K_2SO_4 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образуется наибольшее число ионов?
- 5.3.109.В водном растворе какого вещества: Na_3PO_4 или H_3PO_4 концентрация ионов PO_4^{3-} выше?
- 5.3.110.В водных растворах каких веществ: LiOH , H_3AsO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ есть а) ионы водорода; б) гидроксид-ионы?
- 5.3.111.Какой электролит при электролитической диссоциации образует только гидроксид-ионы: H_2O , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, NaOH , CH_3COOH ?
- 5.3.112.Можно ли приготовить растворы, содержащие ионы: а) Ag^+ , K^+ , SO_4^{2-} , NO_3^- ; б) CO_3^{2-} , Na^+ , Ba^{2+} , OH^- ; в) Cl^- , Ca^{2+} , Al^{3+} , NO_3^- ; г) PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , H^+ , Na^+ ?
- 5.3.113.Напишите ионные уравнения реакций: а) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$; б) $\text{CaBr}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$; в) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$; г) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$; д) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow$; е) $\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$.
- 5.3.114.Какие вещества можно взять, чтобы осуществить следующие превращения (напишите молекулярные уравнения реакций): а) H^+

+ $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow$; б) $\text{S}^{2-} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow$; в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow$; г) $\text{Ca}^{2+} + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow$; д) $\text{Ag}^+ + \text{OH}^- \rightarrow ?$

- 5.3.115. Каким ионам нужно приписать: а) общее свойство хлороводородной кислоты и ее растворимых солей давать осадок с нитратом серебра; б) общее свойство серной кислоты и ее растворимых солей давать осадок с растворимыми солями бария?
- 5.3.116. Какие ионы могут присутствовать в растворе, если судить по следующим данным: а) при введении ионов SO_4^{2-} или Cl^- выпадает осадок; б) при введении ионов SO_4^{2-} осадок выпадает, а при введении ионов Cl^- не выпадает; в) при введении ионов Cl^- осадок выпадает, а при введении ионов SO_4^{2-} не выпадает.
- 5.3.117. Объясните, почему идут до конца реакции: а) между кристаллической поваренной солью и концентрированным раствором серной кислоты; б) между растворами едкого кали и азотной кислотой; в) между растворами хлорида бария и сульфата натрия.
- 5.3.118. Напишите полные и сокращенные уравнения реакций между растворами: а) хлорида калия и нитрата серебра; б) гидроксида калия и нитрата меди (II), в) сульфата натрия и нитрата бария; г) сульфата алюминия и хлорида бария. Как объяснить, что в двух последних случаях одно и тоже сокращенное уравнение?
- 5.3.119. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций образования малодиссоциированных и летучих соединений: HCN , H_2S , H_2SO_3 , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, H_2CO_3 .
- 5.3.120. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций образования нерастворимых веществ: Ag_3PO_4 , CaCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, FeS , $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, PbI_2 .
- 5.3.121. Возможно ли взаимодействие: а) нитрата меди (II) и сульфата натрия; б) хлорида бария и сульфата калия; в) нитрата калия и хлорида натрия; г) нитрата серебра и хлорида калия; д) гидроксида кальция и соляной кислоты; е) хлорида кальция и нитрата натрия; ж) гидроксида натрия и хлорида калия; з) сульфата калия и соляной кислоты; и) хлорида меди (II) и гидроксида кальция; к) силиката натрия и серной кислоты; л) серной кислоты и соляной кислоты; м) нитрата свинца и сульфида натрия.

- 5.3.122. Какие нерастворимые соли можно получить, смешивая попарно растворы K_3PO_4 , KCl , $CuSO_4$, Na_2S , $AgNO_3$, $Ba(NO_3)_2$? Напишите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.
- 5.3.123. В трех пробирках без надписей находятся растворы хлороводородной кислоты, гидроксида натрия и хлорида цинка. Как, имея в своем распоряжении раствор метилового оранжевого и 5 чистых пробирок, определить каждый из растворов? Приведите уравнения соответствующих реакций.
- 5.3.124. Какие из ниже перечисленных реакций соответствуют (не соответствуют) сокращенным ионным уравнениям: а) $Ca^{2+} + CO_3^{2-}$: 1) $Ca(OH)_2 + H_2CO_3$, 2) $CaCl_2 + Na_2CO_3$, 3) $CaCl_2 + H_2CO_3$, 4) $Ca(OH)_2 + Na_2CO_3$;
б) $S^{2-} + H^+$: 1) $FeS + H_2SO_4$ разб., 2) $FeS + H_2CO_3$, 3) $Na_2S + HCl$, 4) $Al_2S_3 + H_2O$.
- 5.3.125. Растворы кислоты и основания смешивают в эквимолекулярном соотношении. Для каких из перечисленных пар раствор будет иметь нейтральную реакцию? 1) $NH_3 \cdot H_2O + HCl$; 2) $NH_3 \cdot H_2O + CH_3COOH$; 3) $NaOH + HCl$; 4) $NaOH + CH_3COOH$.

6. Электролиз

6.1. Вопросы.

- 6.1.1. Что называется электролизом? Как он осуществляется?
- 6.1.2. От чего зависят процессы, протекающие при электролизе на катоде и аноде? На каком электроде происходит восстановление, а на каком – окисление?
- 6.1.3. В каких случаях при электролизе применяют нерастворимые электроды, а в каких электролиз ведут с анодами, изготовленными из металла, ионы которого входят в состав электролита, загружаемого в гальваническую ванну?
- 6.1.4. При электролизе растворов каких солей на аноде выделяется кислород?
- 6.1.5. В какой последовательности будут восстанавливаться металлы на катоде, если в растворе или расплаве присутствуют несколько катионов?
- 6.1.6. Каким законом определяется зависимость между количеством выделившегося при электролизе вещества и количеством прошедшего через элект-ролит электричества?

- 6.1.7. Опишите случаи практического применения электролиза. Примеры.

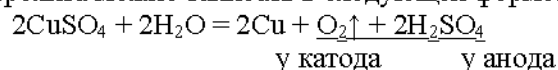
6.2. Примеры решения типовых задач.

- 6.2.1. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора сульфата меди с электродами.

Решение. Стандартный электродный потенциал системы $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}(+0,34\text{В})$ значительно положительнее потенциала водородного электрода в нейтральной водной среде ($-0,41\text{В}$). Поэтому на катоде будет происходить электрохимическое восстановление ионов меди.

На аноде будет происходить электрохимическое окисление воды, приводящее к выделению кислорода $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}$, поскольку отвечающей этой системе стандартный электронный потенциал ($1,23\text{ В}$) значительно ниже, чем стандартный потенциал ($2,01\text{ В}$), характеризующий систему $2\text{SO}_4^{2-} = \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}$.

Ионы SO_4^{2-} , движущиеся при электролизе к аноду, будут накапливаться в анодном пространстве. Суммарное уравнение электролиза можно записать в следующей форме:



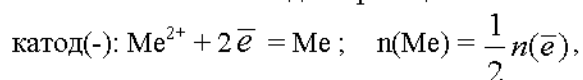
Одновременно с выделением меди и кислорода образуется серная кислота (в анодном пространстве).

- 6.2.2. При прохождении через раствор соли двухвалентного металла тока силой $1,2\text{ А}$ в течение 20 мин. на катоде выделилось $0,438\text{ г}$ металла. Определите атомную массу металла.

Решение. Атомная масса металла определяется по формуле:

$$A_{(\text{Me})} = \frac{m_{(\text{Me})}}{n_{(\text{Me})}}$$

В соответствии с катодной реакцией:



а количество электронов определяется по формуле: $n(\bar{\text{e}}) = \frac{I \cdot \tau}{F}$,

где I – сила тока, F – число Фарадея, τ – время

$$n(\bar{e}) = \frac{1,2A \cdot 20 \cdot 60c}{96500 \text{ Кл} / \text{моль}} = 0,0149 \text{ моль}$$

$$n(\text{Me}) = \frac{1}{2} \cdot 0,0149 = 0,00746 \text{ моль}$$

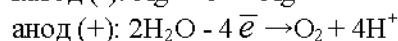
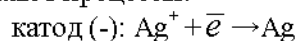
$$A(\text{Me}) = \frac{0,438г}{0,00746 \text{ моль}} = 58,7г / \text{моль}(\text{Ni})$$

6.2.3. При электролизе раствора нитрата серебра с нерастворимым анодом в течение 25 мин. при силе тока в 3 А на катоде выделилось 4,8 г серебра. Рассчитайте выход по току.

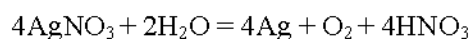
Решение: Выходом по току (B_T) называется, выраженное в процентах, отношение массы фактически полученного продукта электролиза ($m_{\text{факт.}}$) к теоретической массе ($m_{\text{теор.}}$), соответствующей количеству прошедшего электричества:

$$B_T = \frac{m_{\text{факт.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100\%$$

При электролизе раствора нитрата серебра в случае нерастворимого анода (например, графитовый анод) на электродах протекают процессы:



Процесс электролиза выражается следующим суммарным уравнением:



Определяем $m_{\text{теор.}}: m_{\text{теор.}} = A_{(\text{Ag})} \cdot n_{(\text{Ag})}$;

$$n(\text{Ag}) = n(\bar{e}) \quad (\text{см. катодный процесс})$$

$$n(\bar{e}) = \frac{I \cdot \tau}{F} = \frac{3A \cdot 25 \text{ мин} \cdot 60c}{96500 \text{ Кл} / \text{моль}} = 0,0466 \text{ моль}$$

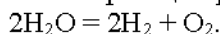
$$A(\text{Ag}) = 107,87 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{теор.}} = 107,87 \cdot 0,0466 = 5,03 \text{ г}$$

$$\text{Выход по току равен: } V_{\tau} = \frac{4,8}{5,3} \cdot 100\% = 95,43\%$$

- 6.2.4. Сколько литров водорода (н.у.) можно получить при электролизе 360 г воды?

Решение: Записываем уравнение реакции разложения воды



По уравнению реакции из 2 моль воды образуется 2 моль водорода. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$. Рассчитаем число моль воды:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{360}{18} = 20 \text{ моль}$$

По уравнению реакции $n(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{O}) = 20 \text{ моль}$. Рассчитаем объем выделяющегося водорода:

1 моль H_2 (н.у.) занимают объем 22,4 л.

20 моль H_2 (н.у.) занимают объем x л.

$$x = 448 \text{ л.}$$

6.3. Упражнения и задачи для самостоятельного решения.

- 6.3.1. Приведите электронные уравнения процессов, протекающих при электролизе расплава и раствора хлорида натрия.
- 6.3.2. Назовите вещества, выделяющиеся на платиновых электродах при электролизе раствора, в котором одновременно присутствуют хлорид натрия и хлорид меди.
- 6.3.3. Составьте схему электролиза сульфата меди с медным анодом. Где применяют этот метод?
- 6.3.4. В случае электролиза водного раствора какой соли на катоде будет выделяться металл: AgNO_3 , CuSO_4 , NaNO_3 , FeSO_4 ?
- 6.3.5. Раствор содержит ионы Zn^{2+} и Pb^{2+} в одинаковой концентрации. В какой последовательности будут разряжаться эти ионы при электролизе раствора?
- 6.3.6. Можно ли получить любой металл электролизом водного раствора его солей?
- 6.3.7. Через растворы хлорида натрия и сульфата натрия пропускали в течение некоторого времени постоянный ток. Изменилось ли от этого количество соли в том и другом случае? Ответ мотивируйте, составив электронные уравнения процессов, идущих на аноде и катоде.

- 6.3.8. Какие анионы легче разряжаются на аноде: а) Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} ; б) SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , MnO_4^- ?
- 6.3.9. Какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе водного раствора NiCl_2 , если а) анод никелевый, б) угольный?
- 6.3.10. Какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе раствора FeCl_2 , если электроды а) угольные, б) железные?
- 6.3.11. Какие вещества образуются на графитовом аноде при электролизе водного раствора нитрата меди?
- 6.3.12. Составьте схемы электролиза расплавов хлорида калия, фторида кальция, оксида алюминия, сульфида натрия.
- 6.3.13. Составьте схему электролиза растворов сульфата калия, хлорида железа (III), нитрата цинка, сульфата алюминия с инертными электродами.
- 6.3.14. Составьте схему электролиза воды. Какие химические процессы протекают при этом? Как практически осуществить этот процесс?
- 6.3.15. Составьте схему электролиза расплавленного KOH.
- 6.3.16. Напишите уравнение реакции электролиза водного раствора серной кислоты.
- 6.3.17. На основе схемы электролиза хлорида калия установите как изменяется среда в прикатодном пространстве.
- 6.3.18. Напишите уравнение реакции электролиза раствора CoSO_4 с использованием графитового анода.
- 6.3.19. Напишите уравнение реакции электролиза раствора FeSO_4 с использованием растворимого анода (Fe).
- 6.3.20. Одинаковые ли массы железа и хлора выделяются на угольных электродах при электролизе растворов хлорида железа (II) и хлорида железа (III), находящихся в последовательно соединенных ячейках?
- 6.3.21. При электролизе раствора нитрата хрома (III) на катоде выделилось 20,8 г хрома. Что и в каком количестве образовалось на аноде?
- 6.3.22. Через последовательно соединенные ванны с растворами нитрата серебра, сульфата меди, хлорида золота (III) в течение 10 мин. пропускается электрический ток силой 5А. Какой металл начнет выделяться в первую очередь? Сколько за это время оседет на катоде серебра, меди, золота?
- 6.3.23. При электролизе расплава хлорида магния у анода выделилось 4,48 л газа (н.у.). Какое количество соли подверглось электролизу? Какова масса металла выделившегося на катоде?

- 6.3.24. В водный раствор сульфата меди поместили две медные пластины по 10 г каждая. К ним подключили источник постоянного тока. Через некоторое время пластину, которая служила при электролизе анодом, растворили в азотной кислоте, к раствору добавили избыток гидроксида натрия, получив при этом осадок массой 2,45 г. Чему равна масса катода после электролиза?
- 6.3.25. При электролизе раствора сульфата меди с медным анодом масса катода увеличилась на 3,2 г. Сколько моль ионов Cu^{2+} перешло в раствор?
- 6.3.26. Через раствор сульфата меди с медным анодом пропущен ток силой 100 А, напряжением 5 В в течение 10 часов. При этом вес катода увеличился на 1 кг. Найти массовую долю примесей, содержащихся в меди анода.
- 6.3.27. Сколько алюминия получится при электролизе расплава оксида алюминия, если в течение 1 часа пропускать ток силой 20000 А при выходе по току 85%?

7. Типы химических реакций

7.1. Вопросы.

- 7.1.1. Как можно классифицировать химические реакции?
- 7.1.2. Какие реакции называются реакциями соединения, разложения, замещения, обмена? Приведите примеры.
- 7.1.3. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
- 7.1.4. Что называется степенью окисления, как ее вычисляют?
- 7.1.5. Какие процессы называют окислением, восстановлением? Как при этом изменяется степень окисления элементов?
- 7.1.6. Какие вещества называются окислителями, восстановителями? Что происходит с окислителем и восстановителем в окислительно-восстановительном процессе?
- 7.1.7. Какая функция окислителя или восстановителя (почему) возможна для соединения, содержащего элемент: а) в высшей степени окисления; б) в низшей степени окисления?
- 7.1.8. Как влияет величина радиуса атома на его окислительно-восстановительные свойства?
- 7.1.9. Как связан ионизационный потенциал с окислительно-восстановительными свойствами атома?

- 7.1.10. Пользуясь периодической системой элементов, назовите из числа простых веществ: а) важнейшие окислители; б) важнейшие восстановители.
- 7.1.11. Назовите из числа сложных веществ: а) важнейшие окислители; б) важнейшие восстановители.
- 7.1.12. Какие типы окислительно-восстановительных реакций известны?
- 7.1.13. Какие окислительно-восстановительные реакции называются а) межмолекулярными; б) внутримолекулярными; в) реакциями самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)?
- 7.1.14. Что такое окислительно-восстановительная двойственность? Условия ее проявления.
- 7.1.15. Какова роль среды в окислительно-восстановительных реакциях?
- 7.1.16. В чем сущность а) электронного; б) электронно-ионного (метод полуреакций) способов подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях?

7.2. Примеры решения типовых задач.

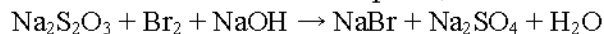
- 7.2.1. В каких из указанных ниже веществ сера может проявлять только восстановительные или только окислительные, или те и другие свойства: H_2SO_4 , H_2S , SO_2 , S , SO_3 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Решение. Определяем степени окисления серы в указанных

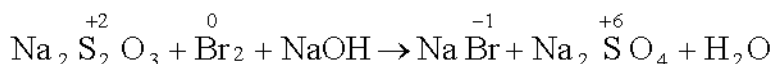
соединениях: $\text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4$, H_2S^{-2} , $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$, $\overset{0}{\text{S}}$, $\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_3$, $\text{Na}_2\overset{+2}{\text{S}_2}\text{O}_3$.

Наивысшая степень окисления, характерная для серы, +6 наблюдается в соединениях H_2SO_4 и SO_3 . Следовательно, сера в этих веществах может являться только окислителем, т.е. понижает степень окисления. Наименьшая степень окисления серы (-2) в соединении H_2S . Следовательно, сероводород может быть только восстановителем, повышая свою степень окисления. В остальных соединениях S , SO_2 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ сера в зависимости от действующих на нее реагентов, может проявлять свойства, как восстановителя, так и окислителя.

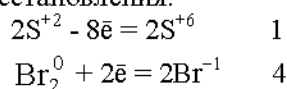
- 7.2.2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции:



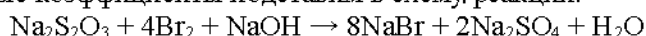
Решение. Записываем в схеме реакции степени окисления элементов, которые их меняют:



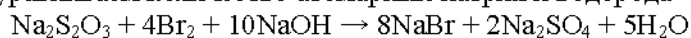
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (или $\overset{+2}{\text{S}}$) – восстановитель, Br_2 – окислитель. Продуктом окисления восстановителя является сульфат натрия Na_2SO_4 , продуктом восстановления окислителя является бромид натрия NaBr . Составим электронные уравнения, определим коэффициенты при восстановителе, окислителе и продуктах их окисления и восстановления:



Полученные коэффициенты подставим в схему реакции:

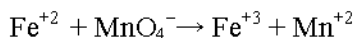


Далее уравниваем количество атомарных натрия и водорода



Для проверки правильности подбора коэффициентов подсчитаем количество атомарного кислорода в левой и правой частях уравнения. В левой части: $(3+10)$ моль = 13 моль. В правой части: $(2 \cdot 4 + 5)$ моль = 13 моль. Следовательно уравнение записано правильно.

- 7.2.3. Методом полуреакций (электронно-ионный способ) подберите коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции:

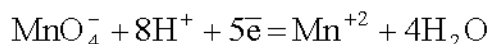


Решение. В методе полуреакций коэффициенты окислительно-восстановительной реакции определяют с учетом конкретной формы ионов, участвующих во взаимодействии. Преимущество метода состоит в том, что нет необходимости пользоваться формальным представлением о степени окисления. Кроме того, этот метод позволяет учесть влияние реакции среды на характер окислительно-восстановительного процесса.

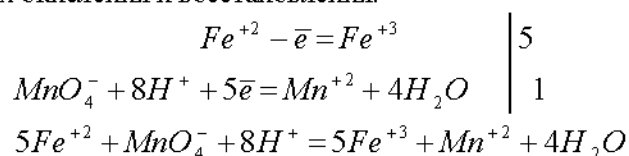
Процесс окисления записывается следующим образом: $\text{Fe}^{+2} - \bar{e} = \text{Fe}^{+3}$, процесс восстановления: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{+2}$. В этом уравнении слева имеются атомы кислорода, которых в правой части нет. Они должны быть перераспределены в системе так, чтобы образовалась вода (наименее диссоциированное соединение). Для этого следует в реакционную смесь ввести ионы водорода:



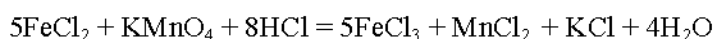
Теперь число атомов в левой и правой частях уравнения одинаково и необходимо уравнивать заряды. Алгебраическая сумма зарядов слева равна +7, справа от стрелки – два положительных заряда. Следовательно, имеющиеся в левой части в избытке пять положительных зарядов необходимо уравнивать введением такого же числа электронов:



Определим коэффициенты при восстановителе, окислителе и продукте их окисления и восстановления:



В приведенном суммарном уравнении принимают участие ионы водорода; следовательно, реакцию необходимо проводить в кислой среде. Запишем молекулярное уравнение окислительно-восстановительной реакции



7.3. Упражнения для самостоятельной работы.

- 7.3.1. Приведите примеры реакций соединения, разложения, обмена, замещения в том числе таких, когда разными путями можно получить одно и то же вещество.
- 7.3.2. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты и назовите типы к которым они относятся: а) $\text{HgO} \rightarrow \text{O}_2 + \dots$; б) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; в) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow$; г) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$; д) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$; е) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$.
- 7.3.3. Определите степень окисления фосфора в следующих соединениях:
 P_4O_{10} , H_3PO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, P_2O_3 , P_4 , HPO_3 , P , H_3PO_2 , PH_3 , P_2O_5 , CaHPO_4 , H_3PO_4 , PH_4I , NaH_2PO_4 , $\text{Ba(H}_2\text{PO}_2)_2$, PCl_3 , PCl_5 , PBr_3 , $\text{Al(H}_2\text{PO}_4)_3$.

Сгруппируйте соединения с одинаковой степенью окисления фосфора.

- 7.3.4. В каком отношении находятся номер группы периодической системы и степень окисления элемента? Подтвердите вывод, сравнивая степени окисления элементов в следующих соединениях:

$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrO_5 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$; NH_4VO_3 , HVO_3 , VOCl_2 ; $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, H_2SO_5 , SO_2 .

Укажите, в каких соединениях степени окисления элемента больше номера группы?

- 7.3.5. Какая степень окисления возможна для водорода? Определите степень окисления водорода в следующих соединениях:

H_2O , HCl , H_2 , H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaH_2 , PH_3 , NaNH .

- 7.3.6. Какая степень окисления возможна для кислорода? Определите степень окисления кислорода в следующих соединениях:

O_2 , H_2O , Na_2O , H_3PO_4 , H_2SO_4 , CO_2 , H_2O_2 , BaO_2 , NaOH , OF_2 .

- 7.3.7. Какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные свойства, только восстановительные свойства или те и другие:

HNO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3 , H_2S , Cl_2 , S , NH_3 , HI , H_2SO_4 , H_2SO_3 , MnO_2 , KNO_2 , Cu , HNO_2 ?

- 7.3.8. Какую роль – окислителя или восстановителя – играет сера в реакции:

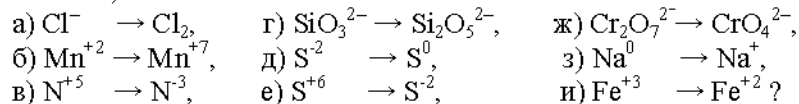


- 7.3.9. Руководствуясь строением атомов, решите, могут ли в каких – либо реакциях играть роль окислителя: а) атомы натрия, б) ионы натрия, в) ионы кислорода, г) атомы иода, д) ионы алюминия? Ответ мотивируйте.

- 7.3.10. Руководствуясь строением атомов, решите, могут ли фигурировать в качестве восстановителей перечисленные ниже ионы:

Sn^{2+} , Cl^- , Ag^+ , Al^{3+} , Zn^{2+} , Ti^{3+} , Cu^{2+} , S^{2-} , Cr^{3+} , Br^- ? Ответ мотивируйте.

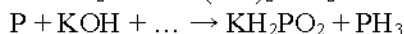
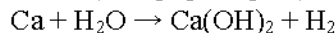
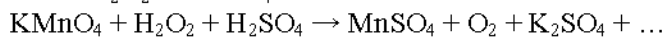
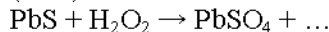
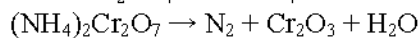
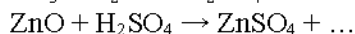
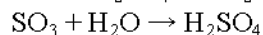
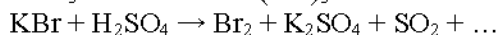
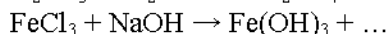
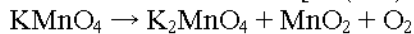
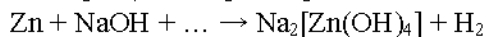
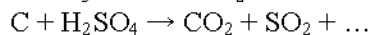
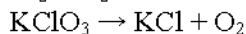
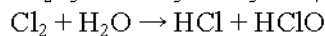
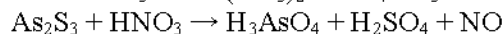
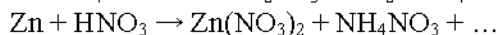
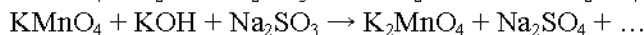
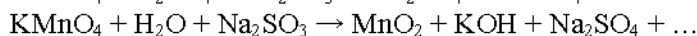
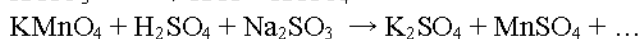
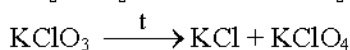
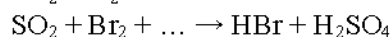
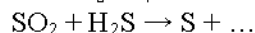
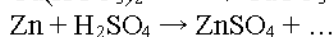
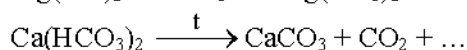
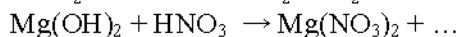
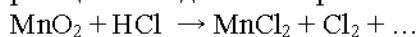
- 7.3.11. Какие из указанных ниже процессов представляют собой окисление, а какие восстановление:

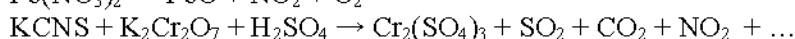
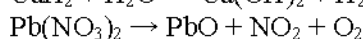
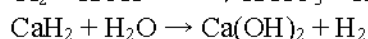
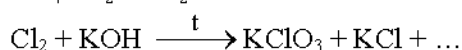
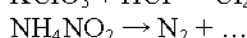
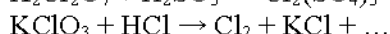
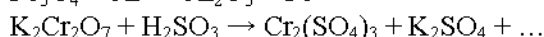
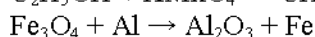
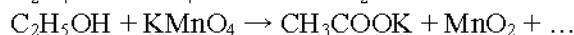
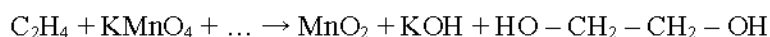


7.3.12. Укажите, какие из реакций, уравнения которых приведены ниже, являются окислительно-восстановительными. Ответ мотивируйте. Для окислительно-восстановительных реакций укажите:

- а) какие элементы изменяют степень окисления в результате реакции;
- б) какие вещества являются окислителями, восстановителями;
- в) какие вещества проявляют окислительно-восстановительную двойственность?

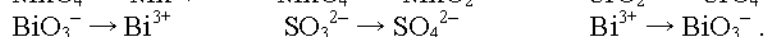
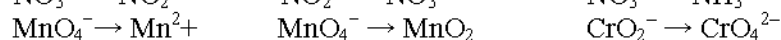
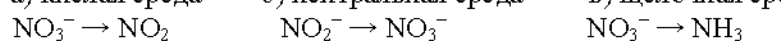
Подберите коэффициенты для окислительно-восстановительных реакций методами электронного баланса и полуреакций.





Составьте уравнения полуреакций окисления или восстановления с учетом кислотности среды:

а) кислая среда б) нейтральная среда в) щелочная среда



8. Термохимия. Химическая кинетика и химическое равновесие.

8.1. Вопросы.

- 8.1.1. Что называется тепловым эффектом химической реакции?
- 8.1.2. Какие уравнения химических реакций называются термохимическими?
- 8.1.3. В каких единицах выражается тепловой эффект химической реакции?
- 8.1.4. Какие реакции называются экзотермическими? Приведите примеры.
- 8.1.5. Какие реакции называются эндотермическими? Приведите примеры.
- 8.1.6. Что называется теплотой образования веществ?
- 8.1.7. Как формулируется закон Гесса?
- 8.1.8. Какие реакции называются гомогенными и гетерогенными? Приведите примеры.
- 8.1.9. Что понимают под скоростью гомогенной и гетерогенной реакции?
- 8.1.10. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
- 8.1.11. Кем сформулирован закон, выражающий влияние концентрации реагентов на скорость химической реакции? Как называется этот закон?

- 8.1.12. Для каких реакций справедлив закон действующих масс?
- 8.1.13. Влияние какого фактора отражает константа скорости химической реакции?
- 8.1.14. Каков физический смысл константы скорости и от каких факторов она зависит?
- 8.1.15. Что называется энергией активации?
- 8.1.16. Сформулируйте правило Вант-Гоффа. Влияние какого фактора на скорость химической реакции оно отражает?
- 8.1.17. Какие вещества называются катализаторами? Что такое ингибиторы и промоторы?
- 8.1.18. Что такое гомогенный и гетерогенный катализ? Приведите примеры.
- 8.1.19. Каким образом катализаторы увеличивают скорость химической реакции?
- 8.1.20. Какие реакции являются практически необратимыми? Какие видимые признаки свидетельствуют о практической необратимости реакций? Приведите примеры.
- 8.1.21. Какие реакции являются обратимыми? Приведите примеры.
- 8.1.22. Как изменяется скорость прямой и обратной реакций с течением времени?
- 8.1.23. Почему химическое равновесие называют динамическим?
- 8.1.24. Что понимают под равновесной и исходной концентрациями веществ? В каких соотношениях они находятся?
- 8.1.25. Что называется константой химического равновесия и каков ее физический смысл?
- 8.1.26. Совокупность каких из перечисленных факторов определяет величину константы равновесия: а) природа реагирующих веществ; б) их концентрация; в) общее давление; г) наличие катализатора; д) температура; е) наличие инертных примесей; ж) путь, по которому система достигает равновесия?
- 8.1.27. Какими внешними воздействиями можно нарушить химическое равновесие?
- 8.1.28. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
- 8.1.29. Как влияют катализаторы на химическое равновесие?

8.2. Примеры решения типовых задач.

- 8.2.1. По стандартным энтальпиям образования веществ вычислите изменение энтальпии в стандартных условиях в реакции $4\text{NH}_3(\text{г})$

$+ 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$. Стандартные энтальпии образования веществ NH_3 , NO и H_2O соответственно равны $-45,98$; $90,29$ и $-241,6$ кДж/моль.

Решение. Согласно следствию из закона Гесса изменение энтальпии в реакции равно разности между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования реагирующих веществ с учетом стехиометрических коэффициентов;

$$\Delta H_{\text{р-ции}}^0 = 4\Delta H_{\text{NO}}^0 + 6\Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 - 4\Delta H_{\text{NH}_3}^0$$

$$\Delta H_{\text{р-ции}}^0 = 4 \cdot 90,29 + 6 \cdot (-241,6) - 4(-45,98) = -904,52 (\text{кДж})$$

Стандартная энтальпия образования простого вещества кислорода в соответствии с общей системой отсчета равна нулю.

8.2.2. Вычислите стандартную энтальпию образования CaO , если изменение энтальпии реакции $\text{CaO}(\text{т}) + 3\text{C}_{(\text{граф})} = \text{CaC}_2(\text{т}) + \text{CO}(\text{г})$ в стандартных условиях равно $461,8$ кДж, а стандартные энтальпии образования CaC_2 и CO соответственно равны $-62,7$ и $-110,44$ кДж/моль.

Решение. Согласно следствию из закона Гесса запишем изменение энтальпии в данной реакции: $\Delta H_{\text{р-ции}}^0 = \Delta H^0(\text{CaC}_2) + \Delta H^0(\text{CO}) - \Delta H^0(\text{CaO})$

Из этого уравнения определяем стандартную энтальпию образования CaO (ΔH_{CaO}^0):

$$\Delta H_{\text{CaO}}^0 = \Delta H_{\text{CaC}_2}^0 + \Delta H_{\text{CO}}^0 - \Delta H_{\text{р-ции}}^0$$

$$\Delta H_{\text{CaO}}^0 = -62,7 + (-110,44) - 461,8 = -634,94 \left(\frac{\text{кДж}}{\text{моль}} \right)$$

8.2.3. При взаимодействии $3,1$ г фосфора с кислородом выделилось $77,33$ кДж теплоты. Определите теплоту образования оксида фосфора (V).

Решение. Записываем уравнение реакции взаимодействия фосфора с кислородом $2\text{P} + 5/2\text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5$.

По уравнению реакции рассчитываем количество теплоты, которое выделяется при образовании одного моль оксида фосфора

$$3,1 \text{ г (фосфора)} \quad - \quad 77,33 \text{ кДж}$$

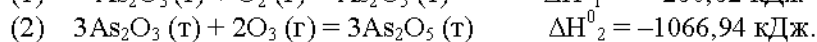
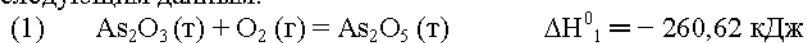
$$2 \text{ моль} \cdot 31 \text{ г (фосфора)} - x$$

$$x = 1546,6 \text{ кДж/моль}$$

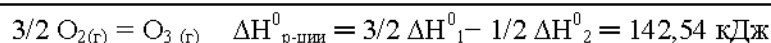
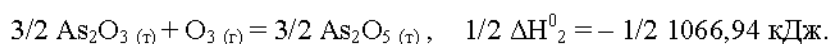
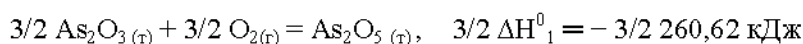
Стандартная энтальпия образования P_2O_5 равна:

$$\Delta H_{P_2O_5}^0 = -1546,6 \text{ кДж / моль}$$

- 8.2.4. Вычислите энтальпию перехода кислорода в озон $3/2 O_{2(g)} = O_{3(g)}$ по следующим данным:

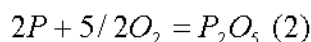
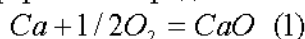


Решение. В соответствии с законом Гесса термохимические уравнения можно суммировать и вычитать как алгебраические. Для определения теплового эффекта заданной реакции необходимо произвести такие алгебраические действия с термохимическими уравнениями (1) и (2), которые позволили бы получить нужное уравнение. Для этого из уравнения реакции (1) с коэффициентом $3/2$ вычтем уравнение реакции (2) с коэффициентом $1/2$:



- 8.2.5. Вычислите стандартную энтальпию образования кристаллического фосфата кальция, если известно, что при сгорании 12 г кальция выделяется 190,48 кДж при сгорании 6,2 г фосфора – 154,66 кДж, а при взаимодействии 168 г оксида кальция с оксидом фосфора (V) – 670,89 кДж теплоты.

Решение. Записываем уравнения реакций взаимодействия кальция и фосфора с кислородом:



По уравнению (1) рассчитываем количество теплоты, которое выделяется при образовании 1 моль CaO.

$$12 \text{ г Ca} \quad \text{—} \quad 190,48 \text{ кДж}$$

$$1 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г Ca} \quad \text{—} \quad x$$

$$x = 634,93 \text{ кДж/моль}$$

Стандартная энтальпия образования CaO: $\Delta H^0(\text{CaO}) = -634,93 \text{ кДж/моль}$.

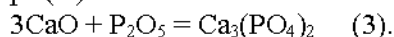
По уравнению (2) рассчитываем количество теплоты, которое выделяется при образовании 1 моль P_2O_5 :

$$\begin{array}{rcl} 6,2 \text{ г Р} & \text{—} & 154,66 \text{ кДж} \\ 2 \text{ моль} \cdot 31 \text{ г} & \text{—} & x \end{array}$$

$$x = 1546,6 \text{ кДж/моль}$$

стандартная энтальпия образования P_2O_5 равна: $\Delta H^0(\text{P}_2\text{O}_5) = -1546,6 \text{ кДж/моль}$.

Записываем уравнение реакции взаимодействия оксида кальция с оксидом фосфора (V):



Определяем количество вещества CaO

$$n(\text{CaO}) = \frac{168 \text{ г}}{56 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 3 \text{ моль}$$

По уравнению (3) из трех моль CaO образуется 1 моль $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, теплота, которая выделяется при этом будет тепловым эффектом реакции. Стандартная энтальпия реакции равна $\Delta H^0_{\text{р-ции}} = -670,89 \text{ кДж}$.

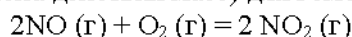
Согласно следствию из закона Гесса запишем изменение энтальпии в реакции (3):

$$\Delta H^0_{\text{р-ции}} = \Delta H^0(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) - 3 \Delta H^0(\text{CaO}) - \Delta H^0(\text{P}_2\text{O}_5)$$

$$\Delta H^0(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \Delta H^0_{\text{р-ции}} + 3 \Delta H^0(\text{CaO}) + \Delta H^0(\text{P}_2\text{O}_5) = -670,89 + 3(-634,93) - 1546,6 = -4122,28 \text{ кДж/моль}$$

- 8.2.6. Во сколько раз увеличится скорость реакции взаимодействия оксида азота (II) и кислорода, если концентрации исходных веществ увеличить в 3 раза.

Решение. Записываем кинетическое уравнение (математическое выражение закона действия масс) для гомогенной реакции:



До увеличения концентрации исходных веществ скорость реакции равна:

$$V = k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{O_2} \quad (1),$$

а после увеличения:

$$V' = k \cdot C_{NO}'^2 \cdot C_{O_2}' \quad (2),$$

где C_{NO} , C_{O_2} - исходные молярные концентрации, C_{NO}' и C_{O_2}' - концентрации, увеличенные в три раза. Разделив уравнение (2) на уравнение (1), получим:

$$\frac{V'}{V} = \frac{k C_{NO}'^2 \cdot C_{O_2}'}{k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}}$$

Поскольку согласно условию задачи:

$$C_{NO}' = (3C_{NO})^2, C_{O_2}' = 3C_{O_2},$$

то

$$\frac{V'}{V} = \frac{k \cdot (3C_{NO})^2 \cdot 3C_{O_2}}{k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}} = 27$$

- 8.2.7. Скорость химической реакции при 20^0C равна 1 моль/л·с. Вычислите скорость этой реакции при 60^0C , если температурный коэффициент равен 3.

Решение. Записываем математическое выражение правила Вант-Гоффа:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}, \text{ где } \Delta t = t_2 - t_1$$

Произведем расчет:

$$V_{t_2} = 1 \cdot 3^{\frac{60-20}{10}} = 1 \cdot 3^4 = 81 \text{ моль / л } \cdot \text{с}$$

- 8.2.8. При температуре 30°C реакция протекает за 25 минут, а при 50°C – за 4 минуты. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.

Решение. Поскольку речь идет об одной и той же реакции, то можно считать, что средняя скорость реакции обратно пропорциональна времени реакции $V = 1/\tau$. Следовательно, при нагревании от 30°C до 50°C скорость реакции увеличивается в $25/4 = 6,25$ раз. Это означает, что температурный коэффициент равен 2,5:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}; 6,25 = \gamma^{\frac{50-30}{10}}; \gamma = \sqrt{6,25} = 2,5$$

- 8.2.9. Через некоторое время после начала реакции $3\text{A} + \text{B} \rightarrow 2\text{C} + \text{D}$ концентрации веществ составляли $[\text{A}] = 3$ моль/л; $[\text{B}] = 1$ моль/л; $[\text{C}] = 0,8$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ А и В?

Решение. В результате реакции образовалось 0,8 моль/л вещества С. На получение такого количества вещества С затрачивается 1,2 моль/л вещества А и 0,4 моль/л вещества В:

$$\begin{array}{rcl} 3 \text{ моль А} & \text{—} & 2 \text{ моль С} \\ x & \text{—} & 0,8 \text{ моль С} \end{array}$$

$$x = 1,2 \text{ моль/л.}$$

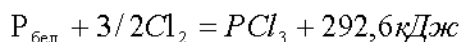
$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль В} & \text{—} & 2 \text{ моль С} \\ y & \text{—} & 0,8 \text{ моль С} \end{array}$$

$$y = 0,4 \text{ моль/л.}$$

Исходные концентрации веществ А и В будут равны: $C_{\text{A}} = 1,2 + 3 = 4,2$ моль/л; $C_{\text{B}} = 0,4 + 1 = 1,4$ моль/л.

8.3. Упражнения и задачи для самостоятельной работы.

- 8.3.1. При образовании одного моль воды выделяется 285,5, а при образовании такого же количества водяного пара выделяется 241,6 кДж. Чем это можно объяснить?
- 8.3.2. Объясните смысл термохимического уравнения



- К какому количеству и массе PCl_3 относится тепловой эффект?
- 8.3.3. Составьте термохимическое уравнение, если известно, что при взаимодействии одного моль натрия с хлором выделяется 409,5 кДж.
- 8.3.4. Вычислите теплоту образования карбоната кальция, если известно, что тепловой эффект реакции $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ равен $-157,2$ кДж, а теплоты образования оксидов кальция и углерода соответственно равны 634,9 и 393,3 кДж/моль.
- 8.3.5. При сжигании 9 г алюминия выделилось 274 кДж теплоты. Определите теплоту образования оксида алюминия.
- 8.3.6. Вычислите количество теплоты, которое выделится при получении: а) 1 кг оксида серы (IV) по термохимическому уравнению: $\text{S}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{SO}_{2(\text{г})} + 297$ кДж, б) 1,5 моль сульфида железа (II) по термохимическому уравнению:

$$\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS} + 95,4 \text{ кДж}$$
- 8.3.7. Вычислите количество теплоты, которое выделится при сжигании 50 л водорода (н.у.), используя термохимическое уравнение:

$$2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 573,2 \text{ кДж}$$
- 8.3.8. Определите количество теплоты, выделившееся при разложении бертолевой соли (KClO_3), если при этом образуется 3,36 л газа, а теплоты образования KClO_3 и KCl равны $-391,2$ и $-435,9$ кДж/моль соответственно.
- 8.3.9. Сколько теплоты выделится, если в реакционном сосуде поджечь смесь, состоящую из 3,36 л кислорода (н.у.) и 2,8 г этилена. Термохимическое уравнения процесса:

$$\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 1400 \text{ кДж}$$
- 8.3.10. Вычислите массу и объем сгоревшего метана (CH_4), если при этом выделилось 1784 кДж теплоты, используя термохимическое уравнение:

$$\text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O} + 892 \text{ кДж}$$
- 8.3.11. В замкнутом сосуде, заполненном смесью водорода и хлора прошла реакция: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + 184,6$ кДж. Рассчитайте состав исходной смеси (в объемных %), если количество выделившейся теплоты составило 36,9 кДж, а объем смеси составлял 11,2 л (н.у.).
- 8.3.12. При сжигании этановой кислоты в кислороде выделилось 235,9 кДж теплоты и осталось 10 л непрореагировавшего кислорода (измеренного при давлении 104,1 кПа и температуре 40°C). Рассчитайте массовые доли компонентов в исходной смеси, если

известно, что теплоты образования оксида углерода (IV), паров воды и этановой кислоты составляют 393,5 кДж/моль, 241,8 кДж/моль и 484,2 кДж/моль соответственно.

- 8.3.13. Коксовый газ имеет следующий объемный состав: 60% водорода, 7% оксида углерода (II), 1% неона, 25% метана (CH_4), 7% оксида углерода (IV). При сжигании 1 моль водорода, метана и оксида углерода (II) выделяется 242, 890 и 288 кДж соответственно. Сколько теплоты выделится при сжигании 1 м³ коксового газа (н.у.).
- 8.3.14. При сгорании 260 г смеси диэтилового эфира ($\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ и этанола ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) выделилось 8200,28 кДж энергии. Определите массу диэтилового эфира в смеси. Теплоты сгорания диэтилового эфира и этанола равны –2720,04 и –1366,91 кДж/моль соответственно.
- 8.3.15. Определите тепловой эффект реакции $2\text{Mg} + \text{SiO}_2 = 2\text{MgO} + \text{Si}$, если теплоты образования оксидов кремния и магния соответственно равны 870,7 и 610,7 кДж/моль.
- 8.3.16. Укажите а) гомогенные системы; б) гетерогенные системы:
- | | |
|---|--|
| 1. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ | 2. $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$ |
| 3. $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ | 4. $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ |
| 5. $2\text{HBr} = \text{H}_2 + \text{Br}_2$ | 6. $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ |
| 7. $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ | 8. $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ |
- В каком случае скорости реакций будут зависеть от концентрации всех взаимодействующих веществ?
- 8.3.17. Напишите выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по уравнению $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ и определите, во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если: а) концентрация А увеличится в два раза, б) концентрация В увеличится в два раза, в) концентрация обоих веществ увеличится в два раза.
- 8.3.18. Как изменится скорость реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$ при увеличении концентрации $\text{SO}_2(\text{г})$ и $\text{SO}_3(\text{г})$ в три раза?
- 8.3.19. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ при одновременном уменьшении концентрации NO и O_2 в два раза?
- 8.3.20. Как изменится скорость химической реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, если объем газовой смеси уменьшить в два раза?
- 8.3.21. Как изменится скорость реакции $\text{CO}_2 + 2\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$ при увеличении давления в три раза?

- 8.3.22. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода (II) в системе $2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$, чтобы скорость реакции увеличилась в четыре раза?
- 8.3.23. Предскажите, как изменится скорость газовых реакций а) при увеличении концентрации каждого из реагирующих веществ в 2 раза и при увеличении давления в системе в 2 раза; б) при разбавлении реагирующей смеси инертным газом в 3 раза?
- 1) $2\text{N}_2\text{O}_5 = 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$, 2) $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$,
 3) $\text{CH}_3\text{CHO} = \text{CH}_4 + \text{CO}$, 4) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$.
- 8.3.24. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?
- 8.3.25. К некоторому моменту времени скорость реакции $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$ уменьшилась в 100 раз. Как изменились концентрации веществ А и В (их начальные концентрации равны).
- 8.3.26. Для реакции $\text{X} + \text{Y} = \text{H}$ при $C_x = 1$ моль/л и $C_y = 3$ моль/л скорость реакции равна 0,15 моль/л·час. Вычислите константу скорости прямой реакции.
- 8.3.27. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 50° , если температурный коэффициент скорости равен 3?
- 8.3.28. За какое время пройдет реакция при 60°C , если при 40°C она протекает за 180 с? Температурный коэффициент реакции равен 3.
- 8.3.29. Как изменится температура, если скорость реакции возросла в 125 раз? а температурный коэффициент равен 5.
- 8.3.30. На сколько градусов нужно увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 80 раз? а температурный коэффициент равен 3.
- 8.3.31. При уменьшении температуры от 50 до 20°C скорость реакции уменьшилась в 27 раз. Чему равен температурный коэффициент реакций?
- 8.3.32. При температуре 100°C скорость одной реакции в 2 раза больше скорости второй. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, второй – 4. При какой температуре скорости обеих реакций выровняются?

- 8.3.33. Две реакции протекают с одинаковой скоростью ($V_1 = V_2$) при 20° , температурный коэффициент скорости первой реакции равен 6, второй – 3. Как будут относиться скорости реакций (V_2/V_1), если проводить их при 60° ?
- 8.3.34. Растворение образца цинка в хлороводородной кислоте при 20°C заканчивается через 27 мин, а при 40°C такой же образец металла растворился за 3 мин. За какое время данный образец цинка растворится при 60°C ?
- 8.3.35. При 80°C в 1 мин реагирует 1 ммоль вещества. Сколько миллимолей вещества прореагирует за то же время, если температура увеличена до 120°C , а температурный коэффициент равен 2?
- 8.3.36. Как объяснить приведенные экспериментальные данные для реакции $2\text{HI} = \text{I}_2 + \text{H}_2$: энергия активации в отсутствие катализатора составляет 183,9 кДж/моль, а в присутствии катализатора – 58,9 кДж/моль?
- 8.3.37. Энергия активации одной реакции составляет 83,6 кДж/моль, второй 167,2 кДж/моль. Для какой реакции и почему характерен более высокий температурный коэффициент?
- 8.3.38. К какому гомогенному или гетерогенному каталитическому процессу следует отнести реакции: а) $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$; б) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{NO}_2} \text{SO}_3$?
- 8.3.39. Исходя из равенства скоростей прямой и обратной реакций, выразить константы равновесия через концентрации реагирующих веществ в системах:
 1) $\text{H}_2(\text{г}), \text{O}_2(\text{г}), \text{H}_2\text{O}(\text{г})$; 2) $\text{NO}(\text{г}), \text{NO}_2(\text{г}), \text{O}_2(\text{г})$;
 3) $\text{Fe}(\text{т}), \text{FeO}(\text{т}), \text{O}_2(\text{г})$; 4) $\text{CO}(\text{г}), \text{O}_2(\text{г}), \text{CO}_2(\text{г})$.
- 8.3.40. Напишите выражение константы равновесия системы $\text{A} + \text{B} = \text{C}$, если а) А, В и С – газы или вещества, находящиеся в растворе, б) А и С – газы, а В твердое вещество; в) А – твердое вещество, а В и С – вещества, находящиеся в растворе.
- 8.3.41. Как влияет повышение температуры на равновесие следующих систем:
- $$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + 192 \text{ кДж};$$
- $$\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 180,8 \text{ кДж};$$
- $$\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2 - 113 \text{ кДж}?$$

- 8.3.42. В какую сторону сместится равновесие при понижении температуры в следующих системах:
 $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$, $\Delta H = -175,6 \text{ кДж/моль}$
 $\text{C}_{\text{алмаз}} = \text{C}_{\text{графит}}$, $\Delta H = 1,9 \text{ кДж/моль}$?
- 8.3.43. В какую сторону сместится равновесие при понижении давления в следующих системах: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$, $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$?
- 8.3.44. Как сместится равновесие при повышении давления в следующих системах: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$; $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$; $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$?
- 8.3.45. Докажите, что изменение давления смещает равновесие в системе $2\text{SO}_2_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ и не смещает равновесие в системе $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$.
- 8.3.46. Реакция образования аммиака из водорода и азота выражается уравнением $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + 92,4 \text{ кДж}$. Докажите, исходя из равенства скоростей прямой и обратной реакции при равновесии, что при увеличении давления равновесие должно сместиться в сторону образования аммиака.
- 8.3.47. В какой реакции увеличение давления увеличивает выход реакции:
 1) $2\text{H}_2\text{O}_{\text{ж}} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$; 2) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$;
 3) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$; 4) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{\text{пар}} = \text{H}_2 + \text{CO}_2$?
- 8.3.48. Как влияет на равновесие экзотермической реакции взаимодействия диоксида серы с сероводородом с образованием серы 1) повышение температуры; 2) понижение давления?
- 8.3.49. Как влияет на равновесие эндотермической реакции горения сероводорода в кислороде до двуокиси серы и воды 1) повышение температуры; 2) понижение давления?
- 8.3.50. Как изменятся скорости прямой и обратной реакции в равновесной системе $2\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{2(\text{г})} = 2\text{AB}_{(\text{г})}$, если уменьшить объем, занимаемый газами, в 3 раза. Сместится ли при этом равновесие?
- 8.3.51. Можно ли увеличить константу равновесия $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$, введя в систему катализатор: а) оксид азота (IV); б) платину?
- 8.3.52. В равновесную систему, состоящую из хлороводорода, кислорода, хлора и водяных паров, введен сухой воздух. В каком направлении сместится равновесие?
- 8.3.53. В замкнутой системе в присутствии катализатора реакция взаимодействия хлористого водорода с кислородом обратима:



- 8.3.54. Какое влияние на равновесную концентрацию хлора будут оказывать: а) увеличение давления; б) увеличение концентрации кислорода; в) повышение температуры?
- 8.3.55. Какие условия: нагревание, введение катализатора, увеличение давления способствуют смещению равновесия реакции $\text{C}_2\text{H}_6 = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 - Q$ вправо?
- 8.3.56. При некоторой температуре константа равновесия реакции взаимодействия иода с водородом равна 20. Определите равновесные концентрации, если исходная концентрация иода была 0,05 моль/л, а водорода 0,1 моль/л.
- 8.3.57. Равновесие реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{NO}] = 0,004$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,04$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0,004$ моль/л. Определите константу равновесия и исходные концентрации оксида азота (II) и кислорода.
- 8.3.58. Реакция образования фосгена COCl_2 протекает по уравнению $\text{CO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = \text{COCl}_{2(г)}$. Начальная концентрация исходных веществ была: $C_{\text{CO}} = C_{\text{Cl}_2} = 0,002$ моль/л. Определите концентрацию всех 3-х веществ в момент равновесия и константу равновесия, зная, что 50% CO вступило в реакцию.

9. ЛИТЕРАТУРА

1. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач по химии для поступающих в вузы. М.: Новая волна. 2003. 278 с.
2. Романова Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. М.: Высшая школа. 1991. 288 с.
3. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. Минск: Университетское. 1991. 350 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Интеграл-Пресс, 2002. 240с.
5. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. 2500 задач по химии с решениями (для поступающих в вузы). М.: ОНИКС 21 век, Мир и образование. 2002. 639 с.

СОДЕРЖАНИЕ

	Стр.
1. Основные понятия и законы химии	3
1.1. Вопросы	3
1.2. Примеры решения типовых задач	4
1.3. Задачи для самостоятельной работы	9
2. Строение атомов элементов. Свойства атомов. Атомное ядро. Периодический закон. Явление радиоактивности. Ядерные превращения	15
2.1. Вопросы	15
2.2. Примеры решения типовых задач	18
2.3. Упражнения и задачи для самостоятельной работы	21
3. Химическая связь	26
3.1. Вопросы	26
3.2. Упражнения для самостоятельной работы	29
4. Основные классы неорганических соединений	30
4.1. Вопросы	30
4.2. Примеры решения типовых задач	32
4.3. Упражнения и задачи для самостоятельной работы	34
5. Растворы и реакции в водных растворах	40
5.1. Вопросы	40
5.2. Примеры решения типовых задач	43
5.3. Упражнения и задачи для самостоятельной работы	47
6. Электролиз	57
6.1. Вопросы	57
6.2. Примеры решения типовых задач	58
6.3. Упражнения и задачи для самостоятельной работы	60
7. Типы химических реакций	62
7.1. Вопросы	62
7.2. Примеры решения типовых задач	63
7.3. Упражнения и задачи для самостоятельной работы	65
8. Термохимия. Химическая кинетика и химическое равновесие	68
8.1. Вопросы	68
8.2. Примеры решения типовых задач	69
8.3. Упражнения и задачи для самостоятельной работы	74
9. Литература	80